Grundrifs

der

ORGANISCHEN CHEMIE

von

Dr. F. Wöhler.

Dritte, umgearbeitete Auflage.

Berlin,
Verlag von Duncker und Humblot.

1844.

Inhalt.

METALLE.

Einleitung.

1. Man kennt die Körper in dreierlei Zuständen: *fest*, *liquid* und *gasförmig* (die Aggregatzustände).

2. Der feste und liquide Zustand eines Körpers ist abhängig von einer Anziehungskraft, die zwischen seinen kleinsten Theilchen thätig ist, die aufhört sich zu äufsern, wenn sich diese Theilchen in mefsbaren Entfernungen von einander befinden. Diese Kraft nennt man die *Cohäsion*.

3. In einem festen Körper ziehen sich die Theilchen desselben stärker an, als in einem flüssigen. Der Grad der Cohäsion ist also durch den Widerstand bei der Trennung mefsbar.

4. Durch Zuführung von Wärme entfernen sich die Theilchen der Körper von einander, durch Entziehung von Wärme nähern sie sich. Durch Erwärmung dehnen sich die Körper aus, durch Abkühlung ziehen sie sich zusammen. Die Kraft der Anziehung, welche die Aggregatzustände bedingt, ändert sich also mit der Temperatur.

5. Die Wärme kann die Cohäsion ganz aufheben. Durch Wärme werden feste Körper flüssig, flüssige gasförmig. Durch Entziehung von Wärme werden gasförmige Körper flüssig, flüssige fest.

6. Alle Körper, welche die Masse unserer Erde und alles dessen, was darauf ist, ausmachen, sind entweder *zusammengesetzt* oder *einfach*. Die zusammengesetzten lassen sich in die einfachen zerlegen. Die einfachen Körper (Grundstoffe, Elemente) sind durch kein Mittel in andere Bestandtheile zerlegbar.

7. Die Anzahl der bis jetzt bekannten einfachen Körper ist 58. Einige derselben machen die Bestandtheile der allgemein vorkommenden Materien aus, andere kommen nur sparsam vor.

8. Die Betrachtung der Eigenschaften der Körper hat zu der Ansicht geführt, dafs die Masse eines Körpers aus unendlich kleinen, untheilbaren Theilchen bestehe. Diese kleinsten Theilchen hat man *Atome* genannt.

9. Die einfachen Körper bestehen aus einfachen Atomen; die zusammengesetzten Körper sind Aggregate von gleichartig zusammengesetzten Atomen, die so lange ungetheilt bleiben, als die Zusammensetzung des Körpers unverändert dauert. Durch die Theilung seiner zusammengesetzten Atome zerfällt ein zusammengesetzter Körper in seine Bestandtheile. Die Bestandtheile eines zusammengesetzten Körpers heifsen seine *ungleichartigen Theile.*

10. Chemische *Verbindung* nennt man, wenn bei der Berührung zweier oder mehrerer Körper ein dritter neuer, ein zusammengesetzter Körper entsteht.

11. Bei der Verbindung zweier einfacher Körper vereinigt sich je ein Atom des einen Körpers mit einem oder mehreren Atomen des anderen. Die so zusammengesetzten Atome heifsen zusammengesetzte Atome der ersten Ordnung.

12. Zusammengesetzte Körper, d. h. zusammengesetzte Atome, können sich wieder unter einander vereinigen. Aus der Vereinigung zweier Atome der ersten Ordnung entsteht ein Atom der zweiten, aus zwei Atomen der zweiten entsteht ein Atom der dritten Ordnung.

13. Die Ursache, welche die Vereinigung zweier Körper bedingt, heifst das *Vereinigungsstreben*, die *chemische Verwandtschaft*, Affinität. Es ist eine Kraft der Anziehung, die sich nur zwischen den ungleichartigen Atomen äufsert, wenn sie sich berühren.

14. Die Anziehungskraft zwischen den einzelnen Körpern ist sehr verschieden. Manche Körper vereinigen sich bei blofser Berührung, andere erst unter Mitwirkung der Wärme, noch andere nur unter gewissen besonderen Umständen.

15. Jeder zusammengesetzte Körper läfst sich wieder

in seine Bestandtheile zerlegen. Die Leichtigkeit der Trennung derselben steht im Allgemeinen im umgekehrten Verhältnifs ihrer Anziehungskraft. Daher können zusammengesetzte Körper oft durch einen dritten Körper zerlegt werden, in der Art, dafs einer ihrer Bestandtheile mit dem dritten Körper in Verbindung tritt, der andere aber frei wird. Oder zwei zusammengesetzte Körper können sich wechselseitig zersetzen, so dafs daraus zwei neue Verbindungen entspringen.

16. Jede chemische Vereinigung ist von Wärme, und nicht selten auch von Licht, also dann von Feuer, begleitet.

17. Die meisten gleichartigen Körper, seien es einfache Stoffe oder Verbindungen, bilden, wenn sie aus dem flüssigen oder gasförmigen Zustand in den festen übergehen, bestimmten Gesetzen entsprechende Gestalten, die in einer geradlinigen Anordnung der Atome ihren Grund haben. Ein so gestalteter, von ebenen, unter bestimmten Winkeln sich schneidenden Flächen begrenzter Körper heifst ein *Krystall*. Ungleichartige Körper können sich niemals zu einem Krystall vereinigen.

18. Eine Verbindung enthält die Bestandtheile stets in bestimmten, unveränderlichen relativen Gewichtsmengen.

19. Die Gewichte verschiedener Körper, die sich mit einem und demselben Gewicht eines anderen Körpers vereinigen können, stehen unter einander selbst wieder in denjenigen Verhältnissen, wonach sich je zwei von ihnen mit einander verbinden, wenn überhaupt eine Vereinigung zwischen ihnen möglich ist.

Die folgende Tabelle enthält die durch die genausten Analysen ausgemittelten Bestimmungen der Gewichtsverhältnisse, nach denen sich je zwei der 58 einfachen Körper mit einander verbinden, das Gewicht des *Sauerstoffs* als Einheit, nämlich zu 100, angenommen *).

---

*) Die 58 einfachen Körper sind hier ungefähr nach der Analogie ihrer chemischen Eigenschaften gruppirt.

Sauerstoff	O	100,00	Eisen	Fe	349,81
Schwefel	S	201,17	Mangan	Mn	345,89
Selen	Se	494,58	Kobalt	Co	368,99
Tellur	Te	801,76	Nickel	Ni	369,68
Stickstoff	N	175,25	Zink	Zn	406,59
Phosphor	P	392,29	Kadmium	Cd	696,77
Arsenik	As	940,08	Zinn	Sn	735,29
Antimon	Sb	1612,90	Uran	U	742,84
Chlor	Cl	443,20	Blei	Pb	1294,50
Brom	Br	999,63	Wismuth	Bi	1330,37
Jod	I	1579,50	Kupfer	Cu	395,70
Fluor	F	233,80	Quecksilber	Hg	1265,82
Kohlenstoff	C	75,12	Silber	Ag	1349,01
Bor	B	136,20	Palladium	Pd	665,90
Kiesel	Si	277,31	Rhodium	R	651,39
Kalium	K	488,94	Platin	Pt	1233,50
Natrium	Na	290,90	Iridium	Ir	1233,50
Lithium	L	80,33	Gold	Au	1243,01
Barium	Ba	856,88	Osmium	Os	1244,49
Strontium	Sr	547,28	Titan	Ti	303,66
Calcium	Ca	251,90	Tantal	Ta	1153,72
Magnesium	Mg	158,35	Wolfram	W	1183,00
Aluminium	Al	171,17	Molybdän	Mo	598,52
Beryllium	G	87,124	Vanadium	V	856,89
Yttrium	Y	?	Chrom	Cr	351,82
Terbium	T	?	Wasserstoff	H	12,4795.
Erbium	E	?			
Zirconium	Z	420,20			
Thorium	Th	744,90			
Cerium	Ce	?			
Lanthan	La	?			
Didymium	D	?			

20. Diese Verhältnifszahlen nennt man chemische *Aequivalente*, weil in Verbindungen je zwei dieser Körper sich einander dem Gewichte nach im Verhältnifs dieser Zahlen vertreten oder ausscheiden.

21. Die Aequivalente kann man als die relativen Gewichte der Atome der Körper betrachten, daher sie auch *Atomgewichte* genannt werden. Indessen hat man Gründe zu glauben, dafs manche Aequivalente dem Gewichte *zweier* Atome entsprechen.

22. Die Körper vereinigen sich jedoch nicht blofs nach dem einfachen Verhältnifs ihrer Atomgewichte, sondern auch nach Vielfachen derselben.

23. Das Aequivalent eines zusammengesetzten Körpers wird erhalten durch Addition der Aequivalente seiner Bestandtheile. Die Verbindungen zusammengesetzter Körper finden wie die der einfachen statt, bald im Verhältnisse ihrer Aequivalente selbst, bald nach Vielfachen derselben.

24. Gewisse Körper können in Verbindungen Aequivalent für Aequivalent einander vertreten, ohne Aenderung der Krystallform. Solche Körper nennt man *isomorph*.

25. Es giebt Verbindungen, worin dieselben Elemente in gleichem Gewichtsverhältnisse enthalten sind, welche aber dabei ungleiche Eigenschaften haben, weil die einfachen Atome in den zusammengesetzten Atomen auf ungleiche Weise gestellt sind. Solche Körper nennt man *isomerisch*. Enthalten aber mehrere solcher Verbindungen in ihren zusammengesetzten Atomen dieselbe relative, aber nicht dieselbe absolute Anzahl von einfachen Atomen, so nennt man sie *polymerisch*.

26. Wenn sich *gasförmige* Körper mit einander vereinigen, so geschieht es nach einfachen Raum- oder Volum-Verhältnissen. Das Volumen der Verbindung ist entweder gleich der Summe der Volumina der Bestandtheile, oder es ist kleiner um einen einfachen Bruchtheil davon.

27. Die specifischen Gewichte der sich mit einander verbindenden Gase drücken zugleich die relativen Gewichtsmengen aus, in welchen sich die Gase mit einander verbinden. Nimmt man hierbei das spec. Gewicht des Sauer-

stoffgases als Einheit an (oder dividirt die spec. Gewichte der Gase, denen das der atmosphärischen Luft als Einheit zu Grunde liegt, durch das des Sauerstoffgases = 1,1026), so findet man, daſs die specifischen Gewichte entweder zugleich die Atomgewichte solcher Körper sind, oder zu diesen doch in einem einfachen Verhältniſs stehen.

28. Einem jeden der 58 einfachen Stoffe hat man ein Zeichen beigelegt, welches zugleich sein Atomgewicht bezeichnet. Hierzu hat man die in der Tabelle stehenden Anfangsbuchstaben ihrer lateinischen Namen gewählt. Mit Anwendung dieser Zeichen kann die quantitative Zusammensetzung von Verbindungen durch Formeln ausgedrückt werden, wie in dem Folgenden überall geschehen ist*).

29. Nach ihren allgemeinen Eigenschaften kann man die 58 einfachen Stoffe in zwei Klassen theilen, in *Metalle* und in *Metalloïde*.

Als Metalloïde werden folgende 16 Körper betrachtet:

1. Sauerstoff.	7. Phosphor.	13. Fluor.
2. Wasserstoff.	8. Arsenik.	14. Kohlenstoff.
3. Stickstoff.	9. Antimon.	15. Bor.
4. Schwefel.	10. Chlor.	16. Kiesel.
5. Selen.	11. Brom.	
6. Tellur.	12. Jod.	

Metalloïde.

1. Sauerstoff.

Vorkommen. Von allen Stoffen in der gröſsten Menge. Wenigstens $\frac{1}{3}$ vom Gewicht unserer Erde ist Sauerstoff; im Wasser sind 89, in der Luft 23 Procent dem Gewicht nach

*) Da der Sauerstoff so sehr viele Verbindungen eingeht, so wird sein Atom häufig nicht durch O (Oxygenium), sondern der Kürze und Uebersichtlichkeit der Formeln wegen durch einen Punkt bezeichnet, welcher über das Atomzeichen des mit ihm verbundenen Körpers gestellt wird. Diejenigen Aequivalente, von denen anzunehmen ist, daſs sie 2 Atomen entsprechen, werden mit einem durchstrichenen Buchstaben bezeichnet.

enthalten; aufserdem wesentlicher Bestandtheil aller Pflanzen- und Thierstoffe.

Eigenschaften. Farbloses Gas, ohne Geruch und Geschmack, von 1,1026 specifischem Gewicht. Ausgezeichnet dadurch, dafs brennende Körper darin mit viel stärkerem Glanz, stärkerer Hitze und in viel kürzerer Zeit verbrennen als in gewöhnlicher Luft. Ein glimmender Spahn entflammt sich darin von selbst; Kohle und Eisen, brennend hineingetaucht, verbrennen darin von selbst weiter mit blendender Feuer-Entwickelung, eben so Schwefel und Phosphor.

Darstellung. Vorzüglich aus einigen seiner Verbindungen mit Metallen (aus Metalloxyden) durch Glühen, welche dabei ihren Sauerstoff ganz oder zum Theil abgeben; z. B. aus Quecksilberoxyd, aus Braunstein.

Verbindungen. Der Sauerstoff kann sich mit allen übrigen Elementen verbinden. — Wenn ein Körper im Sauerstoffgas verbrennt, so vereinigt er sich mit dem Sauerstoff, er nimmt dadurch an Gewicht zu, und das Sauerstoffgas verschwindet. Diese Vereinigung ist die Ursache der Erscheinung, die man Verbrennen oder Feuer nennt, das heifst die Ursache einer Entwickelung von Wärme und Licht.

Wenn also ein Körper in gewöhnlicher Luft brennt, so vereinigt er sich mit dem Sauerstoff der Luft, der dabei verschwindet. Das in gewöhnlicher Luft statt findende Verbrennen oder Feuer ist darum weit weniger glänzend und heftig, weil das Sauerstoffgas in der Luft mit einem grofsen Ueberschufs von einem andern Gas, dem Stickgas, vermischt ist.

Um sich mit Sauerstoff vereinigen zu können, müssen die meisten Körper darin bis zu einem gewissen Grade erhitzt werden.

Einen mit Sauerstoff verbundenen Körper nennt man ein *Oxyd* oder *oxydirt*. So z. B. ist der beim Verbrennen des Eisens in Sauerstoffgas entstandene schwarze Körper, so wie der beim Glühen des Eisens in der Luft auf demselben entstehende Glühspahn oder Hammerschlag oxydirtes Eisen. Wenn man 100 Theile Eisen durch Glühen in der Luft in Glühspahn verwandelt, so wiegt dieser nach-

her 139 Theile, das heifst der Sauerstoff, mit dem sich das Eisen verbunden hat, wiegt 39 Theile.

Viele Körper können sich in mehreren Verhältnissen mit dem Sauerstoff verbinden. Z. B. Quecksilber verbindet sich in zwei Verhältnissen mit ihm; unter gewissen Umständen nehmen 101 Theil Quecksilber 4 Theile Sauerstoff auf, wodurch ein schwarzer, pulverförmiger Körper entsteht; aber 101 Theil Quecksilber können sich auch mit noch einmal so viel Sauerstoff vereinigen, mit 8 Theilen, und dadurch entsteht das rothe Quecksilberoxyd. Aus 109 Theilen rothem Quecksilberoxyd erhält man durch Glühen, wodurch die Anziehung zwischen dem Metall und Sauerstoff wieder aufgehoben wird, 101 Theil metallisches Quecksilber und ein Volumen Sauerstoffgas, welches 8 Theile wiegt.

Diese verschiedenen Verbindungs-Verhältnisse eines Körpers mit Sauerstoff nennt man seine *Oxydationsstufen.*

Zufolge ihrer Eigenschaften zerfallen die oxydirten Körper in 3 Klassen, in *basische Oxyde* oder *Basen,* in *saure Oxyde* oder *Säuren*, und in *Superoxyde.*

Bei den Basen nennt man die niedrigste Oxydationsstufe *Oxydul,* die höhere *Oxyd*, eine zuweilen dazwischen liegende *Sesquioxyd.*

Die *Säuren* (Sauerstoffsäuren) sind dadurch ausgezeichnet, dafs sie sich mit den Basen vereinigen zu einer besonderen Art von Körpern, die man *Salze* nennt.

Zum Beispiel wenn sich Schwefel mit Sauerstoff verbindet, so entsteht daraus eine Säure, die Schwefelsäure. Wenn sich Eisen mit der geringsten Menge Sauerstoff verbindet, so entsteht daraus Eisenoxydul. Aber Schwefelsäure und Eisenoxydul können sich wiederum mit einander vereinigen, und daraus entsteht ein Salz, schwefelsaures Eisenoxydul (Eisenvitriol).

Indessen kann ein und derselbe oxydirte Körper in Beziehung auf andere zugleich eine Basis und zugleich eine Säure sein.

Die Metalloïde sind es vorzüglich, welche Säuren bilden, während die Metalle vorzugsweise Basen hervorbringen.

Die *Superoxyde* sind dadurch von den anderen verschieden, dafs sie weder Basen noch Säuren sind, sondern in

Berührung mit Säuren oder in höherer Temperatur Sauerstoff verlieren und sich in basische Oxyde verwandeln. Zum Beispiel der Braunstein oder das Mangansuperoxyd.

Der Braunstein besteht aus 100 Theilen Metall und 57,82 Theilen Sauerstoff. Erhitzt man ihn mit Schwefelsäure, so geht die Hälfte des Sauerstoffs als Gas weg, und er verwandelt sich in Oxydul, welches auf 100 Metall nur 28,91 Sauerstoff enthält und mit der Schwefelsäure verbunden bleibt.

Die Sauerstoff-Mengen in den verschiedenen Oxydationsstufen eines Körpers stehen stets zu einander in einem bestimmten, einfachen Verhältnifs.

Das Metall Mangan z. B. verbindet sich in fünf verschiedenen Proportionen mit dem Sauerstoff, in denen sich, auf dieselbe Menge Metall, das Gewicht des Sauerstoffs wie $1 : 1\frac{1}{2} : 2 : 3 : 3\frac{1}{2}$ verhält. Diese 5 Oxydationsstufen haben nämlich folgende Zusammensetzung:

		Mangan.		Sauerstoff.
Manganoxydul	=	100	+	28,91
Manganoxyd	=	100	+	43,365
Mangansuperoxyd	=	100	+	57,82
Mangansäure	=	100	+	86,73
Uebermangansäure	=	100	+	101,185.

Die Gegenwart des Sauerstoffgases in der atmosphärischen Luft ist eine nothwendige Bedingung des Daseins der ganzen lebenden Natur. Daher auch sein älterer Name Lebensluft.

Der Sauerstoff ist 1774 ungefähr gleichzeitig von Priestley und von Scheele entdeckt worden.

2. Wasserstoff.

Vorkommen. Nur in Verbindungen, hauptsächlich im Wasser, welches 11 Procent seines Gewichts enthält. Ausserdem wesentlicher Bestandtheil aller Pflanzen- und Thierstoffe.

Eigenschaften. Farbloses Gas, ohne Geruch und Geschmack. Der leichteste aller Körper, $14\frac{1}{2}$ mal leichter als die Luft, sein specifisches Gewicht ist nämlich 0,0688. Es

läfst sich leicht entzünden und verbrennt mit wenig leuchtender Flamme.

Darstellung. Am einfachsten durch Zersetzung des Wassers: *a*) Durch den electrischen Strom, wobei die beiden Bestandtheile des Wassers in Gasform abgeschieden werden; *b*) indem man Wasserdämpfe über glühendes Eisen leitet; *c*) indem man Zink oder Eisen mit einem Gemenge von Wasser und Schwefelsäure übergiefst. In beiden letzteren Fällen nimmt das Metall den Sauerstoff des Wassers auf, dessen Wasserstoff frei wird und als Gas weggeht.

Verbindungen. Der Wasserstoff geht nicht so leicht Verbindungen ein, wie der Sauerstoff. Zu den merkwürdigsten Verbindungen, die er hervorbringt, gehört das Wasser.

Das *Wasser* besteht aus Sauerstoff und Wasserstoff. Die Brennbarkeit des Wasserstoffgases beruht darauf, dafs es sich mit dem Sauerstoff der Luft vereinigt und Wasser bildet.

Es verbinden sich genau 2 Maafs Wasserstoffgas mit 1 Maafs Sauerstoffgas zu Wasser.

Da das spec. Gewicht des Wasserstoffgases 0,0688, und das des Sauerstoffgases 1,1026 ist, und sich beide Gase in dem Maafs-Verhältnifs wie 2 : 1 verbinden, so verbinden sich dem Gewichte nach 2 × 0,0688 = 0,1376 Wasserstoff mit 1,1026 Sauerstoff und bilden 1,2402 Wasser. Die Zahlen 11026 und 1376 verhalten sich zu einander wie das Atomgewicht des Sauerstoffs zu dem doppelten Atomgewicht oder dem Aequivalent des Wasserstoffs, das Wasser besteht also aus:

				In 100 Theilen.
1 Atom Sauerstoff	=	100,00	—	88,91
2 Atomen Wasserstoff	=	12,48	—	11,09
1 Atom Wasser	=	112,48	—	100,00.

Das Atom des Wassers wird durch H^2O oder $\dot{H}$ ausgedrückt.

Die Vereinigung der beiden Gase zu Wasser geht erst bei Glühhitze oder durch den electrischen Funken vor sich; aber im Contact mit schwammigem Platin vereinigen sich beide Gase schon bei gewöhnlicher Temperatur. Die reinen Gase, in dem Verhältnifs = 2 : 1 mit einander gemengt und angezündet, brennen dabei, in Folge der grofsen Aus-

dehnung des sich bildenden Wasserdampfs, mit starkem Knall (Explosion) ab, daher der Name Knallluft für dieses Gemenge. Diese Verbrennung ist mit einem der höchsten Hitzgrade verbunden, die man hervorbringen kann.

Wasser kann auch dadurch gebildet werden, dafs man gewisse Metalloxyde in Wasserstoffgas erhitzt, und hierdurch läfst sich sowohl die Zusammensetzung des Wassers, als auch die des Metalloxyds genau bestimmen.

Das Wasser kann alle drei Aggregatzustände annehmen. Unter 0° ist es fest oder Eis, dessen spec. Gewicht nur 0,916 ist; seine höchste Dichtigkeit ist bei +4°; von 0° an bis 100° ist es flüssig, und bei 100° kocht es, d. h. verwandelt es sich in ein farbloses, über 100° beständiges Gas. Ein Volumen Wasser nimmt, indem es zu Wassergas von +100° wird, einen 1696-mal gröfseren Raum ein. Unter 100° abgekühlt, wird es wieder tropfbarflüssiges Wasser. Geschieht diese Abkühlung in der Luft, so verdichtet es sich, unendlich kleine Bläschen bildend, zu sichtbarem Wasserdampf oder Dunst (Nebel, Wolken).

Wasser nimmt aber auch, ohne zu kochen, bei gewöhnlicher Temperatur Gasgestalt an, es verdunstet; diefs geschieht um so rascher, je höher die Temperatur, oder je geringer der Druck der Luft auf die Wasserfläche ist, und ist eine Folge des Bestrebens aller flüchtigen Körper, Gasgestalt anzunehmen (Tension). Von dieser Verdunstung hängt der Feuchtigkeitszustand der Luft ab.

Das meiste Quell- und Flufs-Wasser ist unrein, enthält fremde Substanzen, besonders häufig Kalksalze, aufgelöst. Das Regenwasser ist reiner, oft vollkommen rein. Um sich reines Wasser zu verschaffen, mufs man es destilliren.

Destilliren heifst, eine Flüssigkeit durch Wärme *verflüchtigen*, und den verflüchtigten Theil durch Abkühlung verdichten und wieder aufsammeln; es geschieht besonders in der Absicht, um zwei mit einander vermischte Stoffe von verschiedener Flüchtigkeit von einander zu trennen; z. B. um aus salz- und kalkhaltigem Brunnenwasser reines Wasser zu bekommen *).

---

*) ***Sublimiren*** nennt man diese Operation, wenn der verflüchtigte Körper in fester Form erhalten wird.

Das Wasser hat die Eigenschaft, sich mit sehr vielen Körpern chemisch und in bestimmter Proportion zu verbinden. Mit den basischen Oxyden verbindet es sich als Säure, mit den Säuren als basisches Oxyd. Es verbindet sich ferner mit den meisten Salzen (siehe *Säuren* und *Salze*).

Es gibt noch eine zweite Verbindung zwischen Wasserstoff und Sauerstoff, das *Wasserstoffsuperoxyd*, die aus gleichen Maafstheilen beider Gase besteht. Sie ist eine farblose Flüssigkeit von 1,453 spec. Gewicht, die durch die Berührung mit gewissen Stoffen, zum Theil ohne Veränderung dieser Stoffe, ihr zweites Maafs Sauerstoffgas mit grofser Heftigkeit wieder gasförmig entweichen läfst, und sich in gewöhnliches Wasser verwandelt. Sie kann nicht unmittelbar gebildet werden (s. Bariumsuperoxyd).

Lavoisier war der erste, welcher das Wasser in seine beiden Bestandtheile zerlegte.

Wegen seiner Leichtigkeit wird das Wasserstoffgas zum Füllen der Luftballons angewendet, und auf seiner Entzündbarkeit beruht die Einrichtung der Wasserstoffgas-Zündmaschinen.

3. Stickstoff.

Vorkommen. Hauptsächlich in der Luft, welche in 100 Volumtheilen 79 Theile Stickgas enthält. Aufserdem wesentlicher Bestandtheil vieler Thier- und Pflanzenstoffe.

Eigenschaften. Farbloses Gas, ohne Geruch und Geschmack. Leichter als die Luft, spec. Gewicht =0,976. Nicht brennbar. Im Stickgas sterben Thiere und verlöscht Feuer, daher sein Name.

Darstellung. Man entzieht der atmosphärischen Luft das Sauerstoffgas durch einen leicht oxydirbaren Körper, z. B. Phosphor, Wasserstoff, glühendes Eisen, worauf das Stickgas allein zurückbleibt.

Verbindungen. Der Stickstoff verbindet sich mit vielen Körpern, aber mit keinem einzigen auf unmittelbarem Wege; daher auch Stickgas durch keine einzige chemische Eigenschaft von andern Gasen ausgezeichnet ist, und man es nur an dem Mangel dieser Eigenschaften erkennt.

Mit *Sauerstoff* verbindet er sich in vier Verhältnissen: zu Stickoxydul, Stickoxyd, salpetriger Säure und Salpetersäure (s. bei den Säuren).

Mit *Wasserstoff* bildet er das Ammoniak (s. bei den Alkalien).

4. Schwefel.

Vorkommen. Gediegen; in Verbindung mit Metallen, und als Schwefelsäure.

Eigenschaften. Gelb, durchsichtig oder durchscheinend, spröde, Nichtleiter der Electricität. Krystallisirt in Rhombenoctaëdern. Spec. Gewicht 2,0454. Schmilzt bei + 111° zur dünnen, gelben Flüssigkeit, wird von + 160° an dickflüssig und braun, und bei + 200° ganz steif und zähe. Plötzlich abgekühlt, bleibt er nun Tage lang weich, braun, durchsichtig, und hat 1,957 spec. Gewicht. Bei langsamer Abkühlung krystallisirt der geschmolzene Schwefel, und zwar in einer anderen Form, als der natürlich vorkommende oder der aus gewissen Auflösungsmitteln sich abscheidende (Dimorphie des Schwefels). Bei + 316° siedet der geschmolzene Schwefel und verwandelt sich in ein gelbes Gas, welches einen ungefähr 500 mal gröfseren Raum als der feste Schwefel einnimmt. Der Schwefel ist also ein flüchtiger Körper und kann überdestillirt werden. Wenn sich das Schwefelgas mit kalter Luft vermischt, so verdichtet sich der Schwefel in Gestalt eines gelben Pulvers (Schwefelblumen).

Darstellung. Der Schwefel wird in grofser Menge gewonnen, hauptsächlich aus gediegenem Schwefel auf Sicilien und in Polen, durch Ausschmelzen und Destilliren desselben. — Er wird besonders zur Fabrication des Schiefspulvers und der Schwefelsäure gebraucht.

Verbindungen des Schwefels.

Mit *Sauerstoff*, in sechs Verhältnissen, welche alle Säuren sind. Die höchste und wichtigste Verbindungsstufe ist die Schwefelsäure.

In offner Luft bis zum Kochen erhitzt oder mit einem

glühenden Körper berührt, entzündet sich der Schwefel und verbrennt mit blauer Flamme. Das Product der Verbrennung ist ein Gas, die schweflige Säure.

Mit *Wasserstoff* bildet der Schwefel eine gasförmige Verbindung (s. Sulfide).

Die Verbindung des Schwefels mit *Stickstoff* ist ein gelber, durch Stofs explodirender Körper.

Der Schwefel verbindet sich mit den meisten Metallen. Die Vereinigung ist wie beim Sauerstoff häufig von einer Feuer-Entwickelung begleitet. Wie der Sauerstoff, vereinigt sich auch der Schwefel, mehrentheils in verschiedenen Verhältnissen, mit einem und demselben Metall.

Einige Schwefelmetalle verhalten sich ähnlich den Superoxyden; sie geben beim Erhitzen eine Portion ihres Schwefels ab, und verwandeln sich in Schwefelungsstufen mit geringerem Schwefelgehalt. Hierauf beruht die Gewinnung von Schwefel aus dem natürlich vorkommenden Schwefeleisen, dem Schwefelkies.

5. Selén.

Vorkommen. Sehr selten; hauptsächlich in Verbindung mit verschiedenen Metallen, besonders mit Blei.

Eigenschaften. Im geschmolzenen Zustande schwarz, halb metallisch glänzend, in dünnen Lagen mit rother Farbe durchscheinend; spröde, von muschligem Bruch, 4,3 spec. Gewicht; Nichtleiter der Electricität. Aus gewissen Verbindungen fein vertheilt abgeschieden, bildet es ein zinnoberrothes Pulver. Bei etwas über 100° schmelzbar, geräth noch unter der Glühhitze in's Sieden und bildet ein gelbes Gas.

An der Luft erhitzt, verbrennt das Selen mit röthlichblauer Flamme und unter Verbreitung eines ganz eigenthümlichen, starken Geruchs zu krystallisirbarer seleniger Säure. In seinen Verbindungen hat es die gröfste Aehnlichkeit mit dem Schwefel.

1817 von Berzelius entdeckt.

6. Tellur.

Vorkommen. Sehr selten; gediegen und in Verbindung mit Metallen (im Blättererz, Schrifterz, Tellurwismuth, Tellursilber).

Eigenschaften. Vollkommen metallglänzend, fast zinnweifs, von sehr krystallinischem Gefüge, spröde, von 6,258 spec. Gewicht, Halbleiter der Electricität, leicht schmelzbar, erst in starker Glühhitze flüchtig. An der Luft geschmolzen, entzündet es sich und verbrennt, ohne Geruch, mit blauer Flamme zu fester, telluriger Säure. In seinen Verbindungs-Verhältnissen höchst ähnlich dem Schwefel.

1782 von Müller von Reichenstein entdeckt.

7. Phosphor.

Vorkommen. Nur in Verbindung mit Sauerstoff als Phosphorsäure, hauptsächlich in den Knochen, aufserdem in mehreren Mineralien.

Eigenschaften. Farblos, durchsichtig, wachsglänzend, im Licht sich gelb, zuletzt roth färbend. Krystallform: Rhomben-Dodecaëder. Spec. Gewicht 1,75. In der Kälte spröde, bei gewöhnlicher Temperatur von Wachs-Consistenz. Schmilzt bei + 35°, kocht bei + 290°, und verwandelt sich in ein farbloses Gas. Er riecht knoblauchartig, raucht in der Luft, leuchtet im Dunkeln und ist sehr leicht entzündlich.

Darstellung. Man destillirt bei starker Glühhitze Phosphorsäure mit Kohle, welche dabei dem Phosphor den Sauerstoff entzieht und damit Kohlenoxydgas bildet. Die Phosphorsäure hierzu wird aus gebrannten Knochen abgeschieden, wie bei dieser Säure angegeben wird.

Verbindungen. Mit *Sauerstoff* vereinigt sich der Phosphor sehr leicht und bildet damit 3 Säuren. Das Rauchen desselben in der Luft beruht auf seiner Oxydation zu phosphoriger Säure. Die dabei statt findende Lichtentwickelung ist nur im Dunkeln, als ein Leuchten des Phosphors, zu bemerken. Wegen dieser leichten Oxydirbarkeit ist er stets unter Wasser aufzubewahren. — Erhitzt man den Phosphor in der Luft, so entzündet er sich und verbrennt

mit stark leuchtender Flamme zu Phosphorsäure, die als weifser Rauch verflüchtigt wird. Diese Entzündung ist schon durch Reiben des Phosphors, oder indem man ihn unvorsichtigerweise zwischen den warmen Fingern hält, oder durch Aufstreuen pulverförmiger Körper, zu bewirken. — Der Phosphor kann also bei zwei verschiedenen Temperaturen verbrennen und dabei ungleiche Mengen von Sauerstoff aufnehmen, die sich, auf dieselbe Menge von Phosphor, wie 3 : 5 verhalten.

Phosphorwasserstoffgas PH^3. Die Vereinigung beider Elemente ist nicht unmittelbar zu bewirken. Am leichtesten erhält man das Phosphorwasserstoffgas durch Erhitzen von Phosphor mit gelöschtem Kalk, dessen Wassergehalt hierbei zersetzt wird. — Farbloses Gas von unangenehmem, knoblauchartigem Geruch. Ausgezeichnet durch die Eigenschaft, sich von selbst an der Luft zu entzünden und zu Phosphorsäure und Wasser zu verbrennen. — Verliert durch längere Aufbewahrung diese Selbstentzündlichkeit, ohne nachweisbare Veränderung seiner Zusammensetzung. Ein nicht selbstentzündliches Gas erhält man stets durch Erhitzen einer concentrirten Auflösung von phosphoriger oder von unterphosphoriger Säure in Wasser, wobei letzteres zersetzt und die Säure in Phosphorsäure umgewandelt wird. Durch einen brennenden Körper ist dieses Gas aber leicht entzündlich. Unter gewissen Umständen kann es wieder selbstentzündlich werden. — Mehrere Metalle, in Phosphorwasserstoffgas erhitzt, entziehen ihm den Phosphor und lassen reines Wasserstoffgas zurück.

Eine Verbindung zwischen *Stickstoff* und Phosphor ist nur auf sehr indirectem Wege zu erhalten. Der Phosphorstickstoff ist ein weifser, geschmack- und geruchloser, schwer oxydirbarer Körper.

Mit *Schwefel* läfst sich der Phosphor in mehreren Verhältnissen verbinden (s. Sulfide).

Der Phosphor hat nur beschränkte Anwendung. Er wurde 1669 von Brandt in Hamburg entdeckt.

8. Arsenik.

Vorkommen. Gediegen; als arsenige und Arseniksäure; als Schwefelarsenik; in Verbindung mit mehreren Metallen.

Darstellung. Im Groſsen durch Destillation des Arsenikkieses, einer häufig vorkommenden metallischen Verbindung von Schwefeleisen mit Arsenikeisen. Das Arsenik sublimirt sich und Schwefeleisen bleibt zurück. Kommt im Handel unter dem älteren unrichtigen Namen *Cobaltum* vor.

Eigenschaften. Hell bleigrau, stark glänzend, von blättrig krystallinischem Gefüge, 5,7 spec. Gewicht; spröde. Verflüchtigt sich schon bei 180°, ohne zu schmelzen. Sein Dampf riecht eigenthümlich knoblauchartig. — In seinen Verbindungsverhältnissen höchst ähnlich dem Phosphor.

Mit dem *Sauerstoff* bildet das Arsenik 2 Säuren, die Arseniksäure und die arsenige Säure (siehe Säuren). An der Luft stark erhitzt, verbrennt es mit blauer Flamme zu weiſser, krystallisirbarer arseniger Säure.

Mit dem *Wasserstoff* vereinigt es sich zu einem farblosen, stinkenden, höchst giftigen Gas. Das Arsenikwasserstoffgas entsteht, wenn Zink in verdünnter Schwefelsäure aufgelöst wird, welche arsenige Säure aufgelöst enthält. Durch ein schwach glühendes Glasrohr geleitet, wird es vollständig zerlegt, und das Arsenik als glänzender, metallischer Spiegel abgeschieden.

Schwefelarsenik, siehe Sulfide.

Mehrere Verbindungen des Arseniks sind schon seit den ältesten Zeiten bekannt.

9. Antimon.

Vorkommen. Selten gediegen; am häufigsten in Verbindung mit Schwefel.

Gewinnung. Das natürlich vorkommende Schwefelantimon (Grauspieſsglanzerz), nachdem es durch Erhitzen aus dem Gestein, worin es sich eingewachsen findet, ausgeschmolzen ist, wird im gepulverten Zustande so lange an der Luft erhitzt, bis aller Schwefel verbrannt und das Antimon oxydirt ist. Dieses Oxyd wird in mäſsiger Glüh-

hitze mit Kohle und Pottasche zusammengeschmolzen und dadurch reines Antimon erhalten. Im Kleinen erhält man es am besten durch Zusammenschmelzen von 100 Theilen Schwefelantimon mit 42 Th. Eisenfeile, 13 Th. Pottasche und 2 Th. Kohlenpulver.

Eigenschaften. Vollkommen metallglänzend, fast zinnweifs, von sehr krystallinischem, blättrigem Gefüge, 6,7 spec. Gewicht; spröde und leicht zu pulvern, in schwacher Glühhitze schmelzbar, in sehr hoher Temperatur flüchtig. An der Luft glühend geschmolzen, entzündet sich das Antimon und verbrennt zu antimoniger Säure*), die sich als weifser, geruchloser Rauch verflüchtigt. Es bildet aufserdem eine Antimonsäure (s. Säuren).

Antimonwasserstoffgas. Entsteht, wenn man Zink in verdünnter Schwefelsäure auflöst, die antimonige Säure enthält. Brennt mit weifser, rauchender Flamme; durch eine glühende Röhre geleitet, setzt es das Antimon als glänzenden Metallspiegel ab.

Die Verbindungen des Antimons mit *Schwefel* siehe bei den Sulfiden.

Mehrere Verbindungen des Antimons sind wichtige Arzneimittel, andere haben technische Anwendungen. Es ist erst seit dem 16ten Jahrhundert bekannt.

10. Chlor.

Vorkommen. In beträchtlicher Menge; niemals in freiem Zustande, stets in Verbindung, hauptsächlich mit Natrium als Kochsalz (Steinsalz, Seesalz).

Eigenschaften. Blafs grüngelbes Gas, von eigenthümlichem, erstickendem Geruch, die Athmungswerkzeuge stark angreifend. Spec. Gewicht 2,44. Bis zu $\frac{1}{4}$ oder $\frac{1}{5}$ seines Volumens zusammengedrückt, oder stark abgekühlt, verwandelt es sich in eine dunkelgelbe Flüssigkeit, die schwerer als Wasser ist und bei Aufhebung des Drucks wieder gasförmig wird.

Darstellung. Aus Salzsäure (der Verbindung von Chlor

---

*) Sonst Antimonoxyd genannt.

mit Wasserstoff) und Braunstein, wobei sich der Sauerstoff des Mangansuperoxyds mit dem Wasserstoff des Chlorwasserstoffs zu Wasser, und das Mangan mit der Hälfte des freiwerdenden Chlors verbindet, während die zweite Hälfte des letzteren als Gas weggeht. — Oder aus einem Gemenge von 3 Theilen Kochsalz, 2 Theilen fein geriebenem Braunstein und 5 Theilen Schwefelsäure, die mit 4 Theilen Wasser verdünnt ist. Der Braunstein wird hierbei in schwefelsaures Manganoxydul verwandelt, und das Kochsalz in schwefelsaures Natriumoxyd, indem sein ganzer Chlorgehalt frei gemacht wird. Das Gas wird über warmem Wasser oder in einer trocknen hohen Flasche, bis auf deren Boden man die Gasröhre führt, aufgefangen. Von Quecksilber wird es absorbirt.

Verbindungen des Chlors.

Chlorwasser. Wasser löst bei + 10° über $2\frac{1}{2}$ Maafs Chlorgas auf; blafsgelbe Flüssigkeit, sehr stark nach Chlor riechend, herbe schmeckend. Das Chlor in dieser Auflösung zersetzt im Sonnenschein das Wasser, indem es sich mit dessen Wasserstoff verbindet und den Sauerstoff als Gas frei macht. Dieselbe Zersetzung des Wassers findet statt in Glühhitze, wenn man Chlorgas mit Wasserdampf durch ein glühendes Rohr leitet. — Bis zu 0° abgekühlt, setzt das Chlorwasser kleine blafsgelbe Schuppen ab, eine bestimmte, krystallisirbare Verbindung von Chlor mit Wasser, die sich bei gewöhnlicher Temperatur wieder in Chlorgas und Wasser zersetzt, daher zur Darstellung des tropfbarflüssigen Chlors dienen kann.

Sauerstoff verbindet sich mit dem Chlor in vier Verhältnissen, welche alle Säuren sind, und daher bei diesen angeführt werden.

Chlorwasserstoff ist ein farbloses, an der Luft rauchendes Gas, und entsteht durch unmittelbare Vereinigung der beiden Gase. 1 Maafs Chlorgas verbindet sich mit 1 Maafs Wasserstoffgas zu 2 Maafs Chlorwasserstoffgas, im gewöhnlichen Tageslicht allmählig, im directen Sonnenlicht oder durch den electrischen Funken mit Explosion. Im

Dunkeln geht keine Vereinigung vor sich (siehe Wasserstoffsäuren).

Chlorstickstoff. Gelbe, in Wasser unlösliche Flüssigkeit, die darin in ölartigen Tropfen zu Boden sinkt, von sehr reizendem Geruch, sehr flüchtig. Ausgezeichnet durch ihre, mit der gefährlichsten Explosion sehr leicht statt findende Zersetzbarkeit in Stickgas und Chlorgas. — Bildet sich nicht durch unmittelbare Berührung der beiden Elemente.

Chlorschwefel. Chlor und Schwefel vereinigen sich in mehreren Verhältnissen. Die Vereinigung geht unmittelbar und unter Wärmeentwickelung vor sich. Diese Verbindungen sind alle Flüssigkeiten. Am leichtesten entsteht die mit dem geringsten Chlorgehalt $= S^2 Cl$, eine rothgelbe Flüssigkeit, von unangenehmem, erstickendem Geruch, an der Luft rauchend, flüchtig, schwerer als Wasser, womit sie sich in Chlorwasserstoff, schweflige Säure und Schwefel zersetzt. Löst in der Wärme viel Schwefel auf, der beim Erkalten daraus in grofsen Krystallen anschiefst. — Aehnliche Verbindungen entstehen mit Selen und Tellur.

Chlorphosphor. Der Phosphor entzündet sich im Chlorgas, und kann sich mit demselben in zwei Verhältnissen verbinden. Die eine Verbindung, die mit dem geringsten Chlorgehalt, ist eine wasserklare, stark rauchende, sehr flüchtige Flüssigkeit, und entsteht, wenn Phosphor im Ueberschufs in Chlorgas erwärmt wird. — Der Chlorphosphor mit dem gröfsten Chlorgehalt ist ein fester, weifser, krystallinischer Körper, ebenfalls sehr flüchtig und in der Luft stark rauchend; entsteht, wenn man in den flüssigen bis zur Sättigung Chlorgas leitet.

Beide Verbindungen zersetzen sich unter starker Erhitzung mit Wasser; die flüssige in Chlorwasserstoffsäure und phosphorige Säure; die feste in Chlorwasserstoffsäure und Phosphorsäure. — Der flüssige Chlorphosphor enthält auf 100 Theile Phosphor 338,49 Chlor, der feste dagegen auf 100 Theile Phosphor 564,1 Chlor. Die Chlormengen verhalten sich also in beiden $= 3 : 5$. Der flüssige besteht aus 1 Aequivalent Phosphor und 3 Aeq. Chlor, der feste aus 1 Aeq. Phosphor und 5 Aeq. Chlor.

Chlorarsenik, $AsCl^3$, ist eine wasserklare, schwere, rauchende, flüchtige Flüssigkeit, die sich mit Wasser in Chlorwasserstoff und arsenige Säure zersetzt. Das Arsenik entzündet sich von selbst im Chlorgas und verbrennt zu Chlorarsenik.

Chlorantimon. Das Antimon in Pulverform entzündet sich von selbst im Chlorgas und verbrennt zu Chlorid, $SbCl^5$. Dieses ist eine farblose, schwere, flüchtige, stark rauchende Flüssigkeit. Zersetzt sich mit Wasser unter starker Erhitzung in Chlorwasserstoff und Antimonsäure. Das zweite Chlorantimon, $SbCl^3$, ist eine krystallinische, farblose Substanz, die in gelinder Wärme schmilzt, in stärkerer überdestillirt. Mit Wasser zersetzt es sich (s. antimonige Säure).

Das Chlor vereinigt sich aufserdem mit allen übrigen Elementen, namentlich mit den Metallen, und mit diesen häufig mit gröfserer Verwandtschaft als der Sauerstoff, wie aus der, bei gewöhnlicher Temperatur erfolgenden, Entzündung mehrerer Metalle in Chlorgas hervorgeht. In Chlorgas geglüht, verlieren viele Metalloxyde ihren Sauerstoff und verwandeln sich in Chlormetalle.

Das Chlor hat die Eigenschaft, die meisten Thier- und Pflanzenstoffe in ihrer Zusammensetzung zu verändern, und daher die Pflanzenfarben, die riechenden Materien, die sich von faulenden organischen Stoffen entwickeln, und die, bei gewissen Krankheiten sich erzeugenden Ansteckungsstoffe zu zerstören. Hierauf beruht die sehr wichtige Anwendung, sowohl des gasförmigen Chlors, als auch des Chlorwassers, und besonders des sogenannten Chlorkalks, zum Bleichen der Zeuge, und zum Zerstören fauler Gerüche und ansteckender Krankheitsstoffe. Die Ursache dieser Wirkung ist zunächst die grofse Verwandtschaft des Chlors zum Wasserstoff, den es dabei jenen organischen Stoffen theilweise entzieht.

Das Chlor ist 1774 von Scheele entdeckt worden; weil man es für einen zusammengesetzten Körper hielt, wurde es früher oxydirte Salzsäure genannt.

11. Brom.

Vorkommen. Nur in geringer Menge und stets gebunden; immer in Begleitung von Chlorverbindungen, im Meerwasser und im Wasser aller Salzquellen; in der gröfsten Menge bis jetzt im Wasser des todten Meeres.

Eigenschaften. Schwarze Flüssigkeit, in dünnen Schichten hyacinthroth; von höchst durchdringendem Geruch, ähnlich dem vom Chlor; die Haut gelb färbend und zerstörend; fast dreimal schwerer als Wasser; wird bei — 25° fest, verflüchtigt sich schon bei gewöhnlicher Temperatur sehr leicht als tief rothgelbes Gas, und kocht schon bei + 47°. In Wasser nur wenig löslich, mit rothgelber Farbe.

Darstellung. Ganz so wie Chlor.

Verbindungen. In seinem Verhalten zu den anderen Körpern hält das Brom mit dem Chlor so gleichen Schritt, dafs alles von diesem Gesagte auch auf jenes anwendbar ist. Die meisten Bromverbindungen sind in ihren Eigenschaften den entsprechenden Chlorverbindungen so ähnlich, dafs sie nur schwer davon zu unterscheiden sind. Es wird übrigens vom Chlor aus seinen Verbindungen ausgetrieben.

Das Brom ist 1827 von Balard im Wasser des Mittelländischen Meeres entdeckt worden.

12. Jod. 127,0 J

Vorkommen. Nur in geringer Menge; niemals in freiem Zustande, meist in Begleitung von Chlor, im Meerwasser, in Seepflanzen (Fucusarten), Seethieren (Badeschwamm), in manchem Steinsalz, in Salzsoolen und Mineralquellen.

Eigenschaften. Fester Körper, grauschwarz, undurchsichtig, halb metallisch glänzend, leicht krystallisirend in Rhombenoctaëdern; leicht zerreiblich; riecht sehr ähnlich dem Chlor, schmeckt scharf und ist giftig; färbt die Haut bräunlichgelb; verflüchtigt sich schon bei gewöhnlicher Temperatur. Schmilzt bei + 107°, kommt bei noch höherer Temperatur in's Kochen, und verwandelt sich in ein schön violettes Gas, welches sich bei der Abkühlung zu glänzenden Krystallen verdichtet. Das spec. Gewicht des festen Jods ist 4,948. Es ist in Wasser sehr wenig löslich.

Darstellung. Aehnlich der des Chlors.

Verbindungen. Ihre Bildung und ihre Eigenschaften höchst ähnlich denen des Chlors und Broms. Der *Jodstickstoff* ist ein schwarzes Pulver, welches bei der leisesten Berührung mit starkem Knall explodirt.

Das Jod hat die Eigenschaft, die Stärke tief blau zu färben, wodurch die Gegenwart unendlich kleiner Mengen freien Jods entdeckt werden kann.

Das Jod ist 1811 von Courtois entdeckt worden. Es wird hauptsächlich als Medicament angewendet.

13. Fluor. F 19,0

Vorkommen. Im Flufsspath, einer Verbindung von Fluor mit Calcium, und einigen anderen seltneren Mineralien.

Es ist bis jetzt noch nicht gelungen, das Fluor aus seinen Verbindungen abzuscheiden; seine Eigenschaften im isolirten Zustande sind also noch unbekannt.

In seinen Verbindungen verhält sich das Fluor dem Chlor sehr ähnlich. Es hat noch stärkere Verwandtschaften als das Chlor, da es von diesem nicht aus seinen Verbindungen ausgetrieben wird. Es verbindet sich mit den meisten Metallen; allein unter den vorhergehenden Metalloïden kennt man nur seine Verbindung mit Wasserstoff genau (s. Wasserstoffsäuren).

14. Kohlenstoff.

Vorkommen. Im reinen Zustande als Diamant und als Graphit; mit Sauerstoff verbunden als Kohlensäure. Er ist ferner ein wesentlicher Bestandtheil aller organischen Körper.

Eigenschaften. Der Kohlenstoff bietet sich uns, bei gleicher chemischer Natur, unter sehr verschiedenen äufseren Eigenschaften dar. Unter jeder Form ist er ein fester, geruch- und geschmackloser Körper, ausgezeichnet durch die vollkommenste Feuerbeständigkeit und Unschmelzbarkeit.

1. *Diamant.* Er ist Kohlenstoff in vollkommen reinem und dabei krystallisirtem Zustande. Seine Form ist ein Octaëder, nach dessen Flächen er spaltbar ist; er hat

einen eigenthümlichen, ausgezeichneten Glanz; er ist vollkommen farblos und durchsichtig, zuweilen auch gefärbt. Spec. Gewicht 3,5. Der härteste aller Körper. Nichtleiter der Electricität. Läſst sich in Sauerstoffgas entzünden, und verbrennt ohne Rückstand zu Kohlensäure. — Vorkommen: Hindostan (Golcondah), Insel Borneo, Brasilien und Sibirien, theils eingewachsen in Conglomerat, theils lose im Schuttlande und im Sande der Flüsse.

2. *Graphit*, Reiſsblei. Ebenfalls reiner, vielleicht dimorpher Kohlenstoff; zuweilen eisenhaltig. Findet sich natürlich im Urgebirge, und bildet sich beim Schmelzen des Eisens in Berührung mit Kohle, aus dem er sich bei dem Erstarren zum Theil ausscheidet. Grauschwarz, metallisch glänzend, völlig undurchsichtig, theils dicht, abfärbend und schreibend, theils glimmerartig blätterig. Specifisches Gewicht 2,5. Leitet die Electricität. In Sauerstoffgas schwerer verbrennbar als Diamant zu Kohlensäure.

3. *Organische Kohle*. Alle organischen Stoffe werden in der Glühhitze zertört, und der gröſste Theil ihres Kohlenstoffgehalts bleibt, bei Ausschluſs der Luft, als organische Kohle zurück. So die gewöhnliche *Holzkohle*, erhalten durch Verkohlung des Holzes in Meilern oder eigenen Oefen; die *Coaks*, erhalten durch Destillation der Steinkohlen.

Die äuſsere Beschaffenheit der organischen Kohle ist sehr verschieden und hängt von der Natur des organischen Stoffs ab, woraus sie entstand. Steinkohle, hartes und weiches Holz, Zucker, liefern alle verschieden aussehende Kohle, bei wesentlich gleicher innerer Natur. Immer ist die organische Kohle schwarz und undurchsichtig, meist glänzend und porös. Als gewöhnliche Holzkohle schlechter Wärmeleiter, dagegen Leiter für die Electricität.

In Folge ihrer Porosität hat sie die Eigenschaft, gasförmige Körper zu absorbiren, und besonders von gewissen Gasen das Vielfache ihres Volumens in sich zu verdichten.

Sie hat ferner die Eigenthümlichkeit, viele Stoffe der verschiedensten Natur aus ihren Auflösungen auf sich niederzuschlagen, so namentlich gefärbte und riechende Stoffe organischen Ursprungs; daher ihre Anwendung zur Entfär-

bung von Flüssigkeiten, zur Wegnahme des Geschmacks von faulem Wasser, zur Conservation von Fleisch etc.

Die Kohle ist von sehr ungleicher Brennbarkeit, je nach dem ungleichen Grade ihrer Dichtigkeit. Gröfsere Massen sehr feinen Kohlenpulvers können sich sogar von selbst entzünden, in Folge jener Eigenschaft, Luft und Wassergas einzusaugen. — Hinterläfst beim Verbrennen fremde Bestandtheile als Asche.

Die sogenannte *thierische Kohle* entsteht durch Verkohlung von Thierstoffen. Meist von geschmolzenem Ansehen und glänzend, schwerer verbrennbar als Holzkohle. Von dieser hauptsächlich verschieden durch einen Gehalt an Stickstoff, der erst in sehr hoher Temperatur weggeht.

Besitzt in noch höherem Grade, als die Pflanzenkohle, die Eigenschaft, aufgelöste Stoffe zu fällen, daher ihre bedeutende Anwendung als *Beinschwarz* (schwarz gebrannte und gepulverte Knochen) zur Reinigung und Entfärbung des Zuckersyrups.

Verbindungen des Kohlenstoffs.

Mit dem *Sauerstoff* vereinigt sich der Kohlenstoff in mehreren Verhältnissen, und in der Glühhitze hat er zu ihm ein gröfseres Vereinigungsstreben, als die meisten übrigen Stoffe; in der Glühhitze entzieht er z. B. den meisten Metalloxyden den Sauerstoff, durch Glühen mit Kohle kann aus der Phosphorsäure der Phosphor abgeschieden werden. Mit der geringsten Menge Sauerstoff bildet der Kohlenstoff das Kohlenoxydgas, und mit der gröfsten Menge oder doppelt so viel Sauerstoff die Kohlensäure, ebenfalls ein Gas, die beim Verbrennen der Kohle in der Luft oder in Sauerstoffgas entsteht. Indem sich 1 Maafs Sauerstoffgas, durch Verbrennen von Kohle darin, in Kohlensäuregas verwandelt, verändert es seinen Umfang nicht, wodurch sich die Zusammensetzung der Kohlensäure dem Gewichte nach leicht bestimmen läfst. Dem Volumen nach besteht das Kohlensäuregas aus 2 Volumen Sauerstoffgas und 1 Volumen Kohlenstoffgas, verdichtet zu 2 Volumen. Oder es besteht aus 1 Atom Kohlenstoff und 2 Atomen Sauerstoff.

Verbindungen des Kohlenstoffs mit Wasserstoff.

Der Kohlenstoff geht mit dem Wasserstoff sehr viele Verbindungen ein, und bildet damit feste, flüssige und gasförmige Körper. Keine dieser Verbindungen kann durch unmittelbare Vereinigung der Elemente hervorgebracht werden. Nur zwei davon werden hier beschrieben; die anderen gehören, zufolge ihrer Bildungs- und eigenthümlichen Zusammensetzungsweise, zu einer anderen Gruppe von Verbindungen, sie gehören in das Gebiet der organischen Chemie.

1. *Grubengas,* Sumpfgas, Kohlenwasserstoffgas mit der geringsten Menge Kohlenstoff. Farbloses, nur schwach riechendes Gas, leichter als Luft, brennbar mit wenig leuchtender Flamme. 1 Maafs dieses Gases braucht zum Verbrennen 2 Maafs Sauerstoffgas, und bildet mit dem 1 Maafs desselben Wasser, mit dem anderen 1 Maafs Kohlensäuregas. 1 Volumen dieses Gases besteht also aus $\frac{1}{2}$ Volumen Kohlengas und 2 Volumen Wasserstoffgas. Diese Verbrennung geschieht mit Explosion. — Dieses Gas wird nicht von Wasser aufgenommen, und geht überhaupt sonst keine Verbindung ein. Findet sich fertig gebildet in Steinkohlengruben (schlagende Wetter), entwickelt sich durch die Verwesung von Pflanzenstoffen in Sümpfen, und bildet sich bei der trocknen Destillation organischer Stoffe.

2. *Oelbildendes Gas.* Dieses Gas, merkwürdig wegen seiner Anwendung zur Gasbeleuchtung, wird zu diesem Endzweck durch Destillation der Steinkohlen erhalten; ferner wird es gebildet durch Erhitzen eines Gemenges von 4 Theilen concentrirter Schwefelsäure mit 1 Theil Alkohol. Der Alkohol ist so zusammengesetzt, dafs man ihn als eine Verbindung von diesem Kohlenwasserstoff mit Wasser betrachten könnte.

Farbloses Gas, von eigenthümlichem Geruch, fast so schwer wie die Luft (0,98 spec. Gewicht), verbrennt mit hellleuchtender Flamme, daher seine Anwendung. 1 Maafs dieses Gases braucht zum Verbrennen 3 Maafs Sauerstoffgas, und giebt damit 2 Maafs Kohlensäuregas und Wasser. Der Wasserstoff ist also in diesem Gas mit doppelt so viel Kohlenstoff, wie im vorigen, verbunden, oder 1 Volumen die-

ses Gases besteht aus 1 Volumen Kohlengas und 2 Volumen Wasserstoffgas, oder dem Gewicht nach aus 85,84 Theilen Kohlenstoff und 14,16 Theilen Wasserstoff. Diese Verbrennung der reinen Gase ist mit einer so heftigen Explosion verbunden, dafs sie von den wenigsten Gefäfsen ausgehalten wird. Durch eine glühende Röhre geleitet, wird dieses Gas in sich absetzende Kohle, und in ein doppeltes Volumen reines Wasserstoffgas zerlegt.

Der alte Name ölbildendes Gas bezieht sich auf die Eigenschaft dieses Kohlenwasserstoffgases, sich mit einem gleichen Volumen Chlorgas zu einer ölartigen, farblosen, in Wasser untersinkenden Flüssigkeit, dem *Chlorelayl*, zu verbinden. Aehnliche Verbindungen bilden damit Brom und Jod. Die mit letzterem ist ein fester, farbloser, krystallisirender Körper. Alle entstehen durch unmittelbare Vereinigung bei gewöhnlicher Temperatur.

Zum Behuf der Gaserleuchtung wird das Kohlenwasserstoffgas durch Glühen von Steinkohlen in gufseisernen Cylindern entwickelt. Nachdem es in den ersten grofsen Ableitungsgefäfsen viel Theer abgesetzt hat, wird es zur weiteren Reinigung durch mit Heu oder Moos locker aufgeschichteten gelöschten Kalk, und von da in die grofsen Gasbehälter geleitet, von wo aus es in die allgemeinen Gasleitungsröhren gedrückt, und darin bis dahin geleitet wird, wo es zum Leuchten dienen soll. Dieses Steinkohlengas ist niemals reines ölbildendes Gas, sondern enthält stets mehr oder weniger Grubengas. Eine andere vortheilhafte Bereitungsweise zur Gasbeleuchtung besteht darin, dafs man Harz oder Fett, besonders flüssiges Oel, in verschlossene glühende Cylinder von Gufseisen tropfen läfst.

Kohlenstoff und Stickstoff.

Beide Stoffe lassen sich auf keine Weise direct mit einander verbinden, aber auf Umwegen kann eine sehr merkwürdige Verbindung zwischen beiden hervorgebracht werden. Sie ist ein Gas; wegen ihrer Eigenschaft, in Verbindung mit Eisen eine schöne, blaue Farbe, das Berlinerblau, zu bilden, hat man sie *Cyan* genannt.

Darstellung. Das Cyangas erhält man durch Erhitzen von Cyanquecksilber, welches sich dabei ähnlich wie das Quecksilberoxyd verhält, und in Quecksilber und Cyangas zerlegt wird.

Zur Bildung des Cyans dient als erstes Material die stickstoffhaltige, thierische Kohle. Sie wird mit Kaliumoxyd (Pottasche) geglüht; dabei wird durch die Kohle dem Kaliumoxyd der Sauerstoff entzogen und das Kalium tritt mit Kohlenstoff und Stickstoff in dem Verhältnifs zusammen, worin sie Cyan bilden. Das entstandene Cyankalium wird hierauf in Wasser aufgelöst. Durch Vermischung der Auflösung mit einem Eisensalz wird das Cyan auf das Eisen des letzteren übertragen, und schlägt sich als Cyaneisen (Berlinerblau) nieder. Aus diesem läfst sich das Cyan nicht in freier Gestalt abscheiden. Man überträgt es daher erst wieder auf Quecksilber, indem man das Berlinerblau mit Quecksilberoxyd und Wasser kocht. Hierdurch entsteht unlösliches Eisenoxyd und auflösliches Cyanquecksilber, welches in farblosen Krystallen anschiefst.

Eigenschaften. Farbloses Gas, von ganz eigenthümlichem, höchst durchdringendem Geruch und 1,8187 spec. Gewicht; zu etwa $\frac{1}{4}$ zusammengedrückt, oder bis zu —18° abgekühlt, bildet es eine farblose Flüssigkeit. Wasser löst $4\frac{1}{2}$ Maafs Cyangas auf, und nimmt dadurch seinen Geruch und stechenden Geschmack an. Ueber glühendes Eisen geleitet, wird es zersetzt, in Stickgas und in sich absetzende Kohle. Ueber glühendes Kupferoxyd geleitet, liefert es, unter Abscheidung des Kupfers, ein Gasgemenge, welches aus 2 Volumen Kohlensäuregas und 1 Volumen Stickgas besteht. Das Cyangas ist entzündlich und verbrennt mit purpurrother Flamme. 1 Maafs Cyangas braucht zur Verbrennung 2 Maafs Sauerstoffgas, und gibt dabei 3 Maafs Gas, welches aus 2 Maafs Kohlensäuregas und 1 Maafs Stickgas besteht. 1 Volumen Cyangas besteht also aus 1 Volumen Kohlengas und 1 Volumen Stickgas. Dem Gewichte nach besteht das Cyan aus 1 Aeq. Stickstoff und 2 Aeq. Kohlenstoff, = Cy, oder in 100 Theilen aus 45,94 Kohlenstoff und 54,06 Stickstoff.

Verbindungen des Cyans. In seinen Verbindungs-Ver-

hältnissen ist das Cyan dadurch ausgezeichnet, dafs es, obgleich ein zusammengesetzter Körper, sich zu den übrigen Stoffen wie ein einfacher, und dem Chlor ganz analoger Körper verhält.

Mit dem Sauerstoff bildet das Cyan 2 Säuren, die Cyansäure und die Knallsäure.

Mit dem Wasserstoff bildet es die Cyanwasserstoffsäure, bekannt als eines der stärksten Gifte, unter dem Namen Blausäure. Auch mit dem Schwefel geht es Verbindungen ein.

Chlorcyan. Läfst man Cyanquecksilber in einem Gefäfse voll Chlorgas liegen, so entsteht Chlorquecksilber und Chlorcyan, welches ein farbloses Gas ist, von unerträglich heftigem, die Augen stark angreifendem Geruch. Bei —18° verdichtet es sich zu farblosen Krystallen; bei —15° schmelzen diese zu einer Flüssigkeit, die schon bei —12° siedet. Von Wasser wird dieses Gas in Menge aufgelöst, ohne zersetzt zu werden.

Schüttet man Cyanwasserstoffsäure in ein Gefäfs voll Chlorgas, und setzt dasselbe dem Sonnenschein aus, so entsteht Chlorwasserstoffgas und ein Chlorcyan, welches ein fester, in Nadeln krystallisirender Körper ist, der einen scharfen, mäuseartigen Geruch besitzt. Schmilzt bei +140° und sublimirt sich bei +190°. Wird von kochendem Wasser zersetzt (s. Cyanursäure). — Beide Arten des Chlorcyans haben gleiche procentische Zusammensetzung, sie bestehen aus gleichen Volumen Chlorgas und Cyangas.

Bromcyan. Farblose, flüchtige, heftig riechende Krystalle.

Jodcyan. Feine, weifse, seidenglänzende Nadeln, von sehr heftigem Geruch; sehr flüchtig.

Das Cyan verbindet sich ferner mit den meisten Metallen. Fast alle seine Verbindungen sind durch das wissenschaftliche Interesse, welches sie darbieten, und mehrere auch durch die nützlichen Anwendungen, welche man davon macht, merkwürdig geworden. Das Cyan wurde 1815 von Gay-Lussac entdeckt.

Schwefelkohlenstoff. Siehe Sulfide.

Chlorkohlenstoff. Chlor kann sich in mehreren Proportionen mit Kohlenstoff vereinigen, aber keine dieser Verbindungen ist direct darzustellen. Chlor ist z. B. durchaus ohne Wirkung auf weifsglühende Kohle. Leitet man aber Chlorgas durch erhitztes Chlorelayl (die Verbindung von Chlor mit ölbildendem Gas, Seite 27.), oder stellt man eine Flasche voll Chlorgas, worin sich Chlorelayl befindet, in den Sonnenschein, so bildet sich Chlorwasserstoffgas, und das Chlorelayl verwandelt sich in eine weifse, krystallinische Substanz. Diese ist ein Chlorkohlenstoff, der aus $C^2 Cl^3$ besteht. Er ist in Wasser unlöslich, besitzt einen campherartigen Geruch, ist leicht schmelzbar und sehr flüchtig. Leitet man seinen Dampf durch eine glühende Röhre, so erhält man Chlorgas und eine farblose, sehr flüchtige Flüssigkeit, die der Chlorkohlenstoff mit dem geringsten Chlorgehalt ist und aus $C Cl$ besteht. Ein dritter entsteht, wenn man ein Gemenge von Schwefelkohlenstoffdampf und Chlorgas durch ein glühendes Rohr leitet. Er ist $= C Cl^2$ und bildet eine farblose, angenehm riechende, mit Wasser nicht mischbare Flüssigkeit von 1,599 spec. Gewicht und 78° Siedepunct.

Verbindungen des Kohlenstoffs mit ***Brom***, ***Jod***, ***Selen***, ***Tellur***, ***Phosphor***, ***Arsenik*** und ***Antimon*** sind noch nicht bekannt.

15. Bor.

Vorkommen. Nur oxydirt und sparsam, im Mineralreich.

Eigenschaften. Bis jetzt nur in Gestalt eines dunkel grünlichbraunen Pulvers bekannt; geschmack- und geruchlos, nicht flüchtig und nicht schmelzbar.

Verbindungen. Nur wenige bekannt; die merkwürdigste, die mit Sauerstoff: die ***Borsäure*** oder Boraxsäure, welche durch Verbrennung des Bors entsteht, und, fertig gebildet, vorzüglich im Borax (borsauren Natriumoxyd) und frei in einigen heifsen Mineralquellen vorkommt.

Mit dem ***Chlor*** und ***Fluor*** bildet das Bor gasförmige, an der Luft stark rauchende Verbindungen.

16. Kiesel.

Vorkommen. Nur oxydirt als Kieselerde; macht einen Bestandtheil eines grofsen Theils der Gesteine unserer Erde aus, und ist, nächst dem Sauerstoff, der auf der Erde in der gröfsten Menge vorkommende Körper.

Eigenschaften. Bis jetzt nur als braunes, glanzloses Pulver bekannt, unschmelzbar; im geglühten Zustande in keiner Säure löslich, und beim Erhitzen unverbrennlich.

Die *Kieselerde* ist die einzige Oxydationsstufe des Kiesels; sie entsteht durch Oxydation des Kiesels, und findet sich natürlich, rein und krystallisirt als Bergkrystall. Sie ist eine Säure, daher das Nähere bei diesen.

Schwefelkiesel. Fester, weifser Körper, in Wasser sogleich in gallertartige Kieselerde und entweichendes Schwefelwasserstoffgas sich verwandelnd.

Chlorkiesel, $Si Cl^3$. Farblose, dünne, rauchende, sehr flüchtige Flüssigkeit. Zersetzt sich mit Wasser in Kieselerde und Chlorwasserstoffsäure. Entsteht sowohl direct, als durch Glühen eines Gemenges von gepulvertem Quarz oder Sand mit Kohle in Chlorgas.

Fluorkiesel, $Si F^3$. Farbloses, an der Luft rauchendes Gas, von erstickendem sauren Geruch und 3,574 spec. Gewicht. Wird von Wasser in aufserordentlicher Menge aufgenommen, aber unter Zersetzung (s. Wasserstoffsäuren).

Das Fluorkieselgas entwickelt sich leicht aus einem Gemenge von gleichen Theilen reinem Sand (Kieselsäure) und Flufsspathpulver (Fluorcalcium) mit 6 Theilen concentrirter Schwefelsäure. Das Fluorcalcium wird dabei in schwefelsaures Calciumoxyd (Gyps) verwandelt.

Kalium, in Fluorkieselgas erhitzt, verbrennt darin unter Bildung von Fluorkalium und Abscheidung von pulverförmigem Kiesel, — die Art, wie man den Kiesel darstellt, da es bis jetzt nicht gelungen ist, ihn unmittelbar aus der Kieselerde abzuscheiden.

Die Darstellung des Kiesels wurde 1824 von Berzelius entdeckt.

Von der atmosphärischen Luft und den Säuren und Oxyden der Metalloïde.

Atmosphärische Luft.

Zusammensetzung. Die unsere Erde umgebende Luft besteht aus einem Gemenge von 21 Volumtheilen Sauerstoffgas und 79 Volumtheilen Stickgas, mit veränderlichen, sehr geringen Quantitäten von Wassergas (Wasserdunst) und Kohlensäuregas.

Das gegenseitige Verhältnifs von Sauerstoffgas und Stickgas findet man in allen Höhen der Luft, zu allen Jahres- und Tageszeiten, in allen Welttheilen, ganz unveränderlich.

Die Zusammensetzung der Luft ist leicht zu finden. Die verschiedenen, hierzu anwendbaren analytischen Methoden beruhen alle darauf, dafs man den Sauerstoffgehalt aus einem abgemessenen Volumen atmosphärischer Luft vermittelst eines leicht oxydirbaren Körpers wegnimmt, und das Volumen oder das Gewicht des verschwundenen Sauerstoffgases oder das des zurückbleibenden Stickgases mifst. Die am gewöhnlichsten hierzu angewandten Körper sind Eisen, Phosphor oder Wasserstoffgas.

Die Vereinigung des Sauerstoffs mit dem Wasserstoff wird durch einen electrischen Funken, oder durch schwammiges Platin bewirkt, in starken, graduirten Glasröhren (Eudiometern), und die Menge des verschwundenen Gases bemerkt. Da sich 1 Maafs Sauerstoffgas mit 2 Maafs Wasserstoffgas verbindet, so ist $\frac{1}{3}$ des bei der Verbrennung verschwundenen Gasgemenges Sauerstoffgas. Beim Verbrennen eines Gemenges von 100 Maafs Luft mit 50 Maafs Wasserstoffgas werden also 63 Maafs verschwinden, wovon ein Drittheil, $= 21$, Sauerstoffgas ist. Da das spec. Gewicht des

des Sauerstoffgases 1,1026 ist, so sind dem Gewichte nach 23,1 Theile Sauerstoffgas in der Luft enthalten.

Im Mittel enthalten 100 Volumtheile atmosphärischer Luft:

Stickgas	78,492
Sauerstoffgas	20,627
Kohlensäuregas	0,041
Wassergas	0,840
	100,000

Verbrennen in der Luft. Jede in der Luft statt findende Verbrennung beruht darauf, dafs sich der verbrennende Körper mit dem Sauerstoff der Luft vereinigt. Durch die Erhitzung wird dabei die ihres Sauerstoffs beraubte Luft ausgedehnt, also leichter, sie steigt in die Höhe, wodurch ein Zuströmen von reiner Luft zu dem verbrennenden Körper veranlafst, und so das Verbrennen unterhalten wird.

Die Körper verbrennen mit oder ohne Flamme; ohne Flamme, wenn sich vom brennenden Körper nichts verflüchtigt, z. B. Eisen; mit Flamme, wenn ein Gas verbrennt, z. B. Zink, Phosphor, Wasserstoffgas.

Die Flammen sind leuchtend oder nicht leuchtend, letzteres, wenn das Product der Verbrennung gasförmig ist, wie z. B. bei der Wasserstoffgasflamme; leuchtend dagegen, wenn das Verbrennungsproduct ein fester Körper ist, dessen Theilchen in der Flamme glühen, wie z. B. bei der Flamme von Phosphor, bei der Wasserstoffgasflamme, in die ein Platindraht gehalten wird. Die Flamme des einen Kohlenwasserstoffgases (das Gaslicht) ist darum leuchtend, weil sich in der Flamme selbst feste Kohle abscheidet, die glüht und verbrennt.

Die Flammen von Oel, Talg und Wachs sind, der Hauptsache nach, brennende Kohlenwasserstoffgase, welche durch Zerlegung des in den Docht, durch seine Haarröhrchenkraft hinaufgesogenen Fettes aus diesem entwickelt werden. Da alle jene Substanzen aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff bestehen, so sind die Producte ihrer Verbrennung Kohlensäure und Wasser, die in die Luft gehen. Ganz gleich verhält es sich mit dem Verbrennen von Holz. So lange

durch die bei seiner Verbrennung entstehende Hitze aus seiner inneren Masse noch brennbare Gase entwickelt werden, brennt es mit Flamme; sobald diefs aufgehört hat, brennt der noch übrig gebliebene Kohlenstoffgehalt als Kohle nur glimmend und ohne Flamme weiter, und zuletzt bleiben seine fremden, unorganischen Bestandtheile als Asche übrig. Rauch und Rufs, beim Verbrennen von Holz und anderen Pflanzenstoffen, sind nur Folge einer unvollständig geschehenden Verbrennung.

Die beim Verbrennen von Holz, Steinkohlen und Holzkohlen entwickelte Hitze wenden wir an zum Heizen der Wohnungen, zum Kochen von Flüssigkeiten, zum Erhitzen und Glühen fester Körper, zum Schmelzen der Metalle etc., und nach diesen verschiedenen Endzwecken bekommen die dazu dienenden Feuerungen, Oefen, Stubenöfen, Schmelzöfen, verschiedene Einrichtungen, die alle darin übereinkommen, dafs sie die Hervorbringung eines mehr oder weniger starken Zugs, das heifst einer mehr oder weniger raschen Abführung der verdorbenen Luft und Zuführung von reiner Luft bezwecken.

Brennende Substanzen verlöschen nicht allein durch mangelnden Zutritt der Luft, sondern auch durch Abkühlung, d. h. Entziehung der zu ihrer Verbrennung erforderlichen Temperatur; daher Auslöschen von Feuer durch Wasser, Verlöschen von Kohlen auf kaltem Eisen, Verlöschen des brennenden Eisens in der Luft, deren Stickgas ihm die nöthige Wärme entzieht; gehemmte Fortpflanzung der Entzündung von brennbaren Gasen durch abkühlende Drahtgewebe, worauf Davy's Sicherheitslampe gegründet ist.

Wenn Feuer in einem abgeschlossenen Raume *von Luft* gebrannt hat, oder wenn viele Menschen in einem kleinen Raume von Luft gelebt haben, so wird sie *verdorben*, d. h. zum Einathmen beschwerlich, oder selbst zum Leben ganz untauglich. Es rührt diefs theils her von Mangel an Sauerstoff, theils von der beim Athmen und beim Verbrennen entstandenen Kohlensäure, dem Wasserdunst und vielleicht sehr geringen Mengen noch anderer, bis jetzt unbekannter Stoffe, die nun der Luft beigemengt sind.

I. Sauerstoffsäuren und Oxyde.

Die meisten Verbindungen der Metalloïde mit Sauerstoff sind *Säuren*. Die Säuren haben folgende allgemeine Eigenschaften: 1) einen sauren Geschmack; 2) die Eigenschaft, blaue Pflanzenfarben, besonders Lackmus, roth zu färben, und 3) die Eigenschaft, sich mit den nicht sauren oder basischen Oxyden zu Salzen zu verbinden. Die letztere ist die eigentlich characterisirende, denn die beiden ersteren können oft ganz fehlen, wie z. B. bei der Kieselerde, und fehlen auch immer, wenn die Säure in Wasser unlöslich ist.

Der Körper, welcher mit dem Sauerstoff eine Säure bildet, heifst das *Radical* der Säure. Hiernach giebt es zwei Klassen von Sauerstoffsäuren: Säuren mit einfachem, und Säuren mit zusammengesetztem Radical. Die ersteren sind die von den Metalloïden und einigen Metallen gebildeten; z. B. Schwefelsäure, Phosphorsäure. Die Säuren mit zusammengesetztem Radical sind fast alle organischen Ursprungs; die meisten bestehen aus Sauerstoff, verbunden mit einem aus Kohlenstoff und Wasserstoff zusammengesetzten Radical, z. B. Essigsäure, Citronensäure und alle übrigen sogenannten Pflanzensäuren. Manche enthalten aufserdem noch Stickstoff.

Die meisten Säuren sind in dem Zustand, worin man sie gewöhnlich erhält und anwendet, mit einer bestimmten Proportion Wasser chemisch verbunden, welches sich nicht abscheiden läfst, ohne dafs man die Säure mit einem anderen Oxyd verbindet. Manche Säuren sind gar nicht in wasserfreiem Zustand darstellbar. Die mit Wasser verbundenen Säuren nennt man *wasserhaltige*, und dieser Wassergehalt, welcher hier ein mit der Säure verbundenes basisches Oxyd vorstellt, ist nicht zu verwechseln mit dem Wasser, womit man jede Säure in willkührlichem Verhältnifs blofs vermischen, verdünnen, und welches man beliebig wieder davon abscheiden kann.

Wenn sich die Säuren mit Basen zu Salzen verbinden, so nimmt jede Basis auf jedes Atom Sauerstoff, welches sie enthält, in den meisten Fällen ein Atom Säure auf. In der Regel verbindet sich also ein Atom Säure mit einem Atom Basis. Unter *Sättigungsvermögen* einer Säure versteht man die Zahl, welche die Sauerstoffmenge einer Quantität Basis anzeigt, die zur Sättigung von hundert Gewichtstheilen einer Säure erforderlich ist. So ist z. B. das Sättigungsvermögen der Schwefelsäure, da sie 3 Atome Sauerstoff enthält, $= 20$ oder $\frac{1}{3}$ von ihrem Sauerstoffgehalt, das der Salpetersäure, da sie 5 Atome Sauerstoff enthält, $= 14{,}75$ oder $\frac{1}{5}$ von ihrem Sauerstoffgehalt. Der Sauerstoffgehalt der verschiedenen Quantitäten verschiedener Basen, welche einerlei Gewicht einer Säure neutralisiren, ist also bei allen gleich grofs. Aus dem Sättigungsvermögen einer Säure läfst sich der Sauerstoffgehalt einer Base berechnen, wenn derselbe auf directem Wege nicht gefunden werden kann.

Ein und derselbe Körper kann oft mit ungleichen Mengen von Sauerstoff mehrere Säuren bilden. Die Benennungsweise für solche verschiedene Säurestufen ist noch nicht allgemein gleich; sie ergiebt sich für die einzelnen Säuren aus dem Folgenden.

Sauerstoffsäuren mit einfachem Radical.

I. Säuren des Schwefels.

Der Schwefel verbindet sich in sechs Verhältnissen mit dem Sauerstoff, und bildet mit ihm sechs Säuren, die nach der Anzahl der Radical-Atome in zwei *Monothionsäuren*, zwei *Dithionsäuren*, eine *Trithionsäure* und eine *Tetrathionsäure* eingetheilt werden.

1. Schwefelsäure (Monothionsäure).

Kommt natürlich vor in grofser Menge, jedoch nur gebunden an Oxyde, z. B. im Gyps, Schwerspath, den Vitriolen u. a. Wird, wegen ihrer wichtigen Anwendungen in den Gewerben, in aufserordentlicher Menge fabricirt; ist die stärkste aller Säuren, dient daher auch zur Darstellung der meisten übrigen.

Die Schwefelsäure wird auf zweierlei Weise gewonnen, wodurch zweierlei Sorten davon erhalten werden: die rauchende und die nicht rauchende.

a) Rauchende Schwefelsäure, Nordhäuser Vitriolöl.

Gewinnung. Durch Destillation des Eisenvitriols, nachdem er vorher an der Luft erhitzt (calcinirt) worden, um sein Oxydul theilweise in Oxyd zu verwandeln und einen Theil des Krystallwassers auszutreiben.

Eigenschaften. Dunkelbraune Flüssigkeit von 1,9 specifischem Gewicht, raucht stark an der Luft. Sie ist eine Auflösung von wasserfreier Schwefelsäure in wasserhaltiger, welche erstere, als sehr flüchtig, beständig davon abzudunsten strebt und mit der Feuchtigkeit der Luft den Rauch (wasserhaltige Säure) bildet. Bis zu 0° abgekühlt, setzt sie Krystalle ab, die eine Verbindung von 2 Atomen Schwefelsäure mit 1 Atom Wasser sind, und sich beim Erwärmen in gewöhnliche wasserhaltige und in wasserfreie Säure zerlegen.

Wasserfreie Schwefelsäure wird erhalten durch gelindes Erhitzen der rauchenden in einer Retorte mit Vorlage. Die wasserfreie Säure destillirt als farblose Flüssigkeit über, die in der abgekühlten Vorlage zu einem festen, schneeweifsen, aus höchst feinen, seideartigen Krystallnadeln bestehenden Körper erstarrt. In der Retorte bleibt nichtrauchende, wasserhaltige Säure zurück. — Die wasserfreie Säure verbreitet in der Luft dicke, weifse Dämpfe und zerfliefst bald zu wasserhaltiger. Bei gelindem Erwärmen schmilzt sie und verflüchtigt sich sehr leicht. In Wasser geworfen, erhitzt sie sich damit bis zu Explosionen. In Gasform durch eine glühende Röhre geleitet, wird sie in Sauerstoffgas und schwefligsaures Gas verwandelt, deren Volumina sich wie 1 : 2 verhalten. Kalkerde, in ihrem Gas erhitzt, saugt es unter Erglühung ein und verwandelt sich in Gyps (schwefelsaure Kalkerde). Sie vereinigt sich mit Schwefel und bildet damit, je nach seiner Menge, eine braune, grüne oder blaue Flüssigkeit.

b) Wasserhaltige Schwefelsäure, englische oder gewöhnliche Schwefelsäure, Vitriolöl; die gewöhnlichste Form, in

der die Schwefelsäure angewendet und in allen Ländern fabricirt wird.

Eigenschaften. Farblose, dickflüssige, ölartige, nicht rauchende Flüssigkeit von 1,85 spec. Gewicht, ohne Geruch. Kocht erst bei + 326°, und erstarrt bei — 34°. Zerstört alle Pflanzen- und Thierstoffe, schwärzt sie oder löst sie auf, daher die Gefahr, wenn diese Säure auf die Haut oder Kleider verschüttet wird, daher das Schwarzwerden der Säure durch hineingefallenen Kork oder Staub.

Aus der Luft zieht sie schnell Wasser an, was nach längerer Zeit bis zum Vielfachen ihres Gewichtes gehen kann. Erhitzt sich sehr stark beim Vermischen mit Wasser, bis zum Aufkochen und Umherspritzen, was von der chemischen Vereinigung der Säure mit neuen Antheilen Wassers herrührt. Bei Vermischung von 100 Theilen Säure mit 18,3 Theilen Wasser (d. h. eben so viel, als sie schon enthält) entsteht eine Säure von 1,78 spec. Gewicht, die bei + 4° zu farblosen Krystallen erstarrt.

In dem Grade, als man die Säure mit Wasser vermischt, vermindert sich ihr spec. Gewicht und sinkt ihr Kochpunkt. Aber alles zugesetzte Wasser kann wieder durch Erwärmung abgedunstet werden, bis die Säure wieder 1,85 spec. Gewicht erlangt und ihr Kochpunkt sich bis + 326° erhöht hat, wo sie alsdann mit ihrem chemisch gebundenen Wasser überdestillirt, von dem sie nicht auf unmittelbarem Wege zu trennen ist.

Die wasserhaltige Schwefelsäure besteht aus:

		In 100 Th.
1 Atom Schwefelsäure	= 501,17	81,7
1 Atom Wasser	= 112,48	18,3
1 Atom wasserhaltiger Schwefelsäure	= 613,65	100,0.

Die wasserfreie Schwefelsäure besteht aus:

		In 100 Th.
1 Atom Schwefel	= 201,17	40
3 Atomen Sauerstoff	= 300,00	60
Atomgew. der Schwefelsäure, = $\dddot{S}$,	= 501,17	100.

In Gasform gedacht, besteht sie aus 2 Maafs schwefligsaurem Gas und 1 Maafs Sauerstoffgas.

In den neutralen schwefelsauren Salzen enthält die Säure 3mal so viel Sauerstoff als die Basis.

Gewinnung der wasserhaltigen Schwefelsäure. Durch Verbrennung von Schwefel in der Luft, und Umwandlung der so gebildeten schwefligen Säure in Schwefelsäure, dadurch, dafs man mit ersterer salpetrige Säure in Berührung bringt, die einen Theil ihres Sauerstoffs an die schweflige Säure abgiebt (s. Stickoxydgas).

2. Schweflige Säure (Monothionige Säure).

Eigenschaften. Farbloses Gas, von dem erstickenden Geruch des verbrennenden Schwefels. Specifisches Gewicht 2,247. Wird durch Druck oder eine Kälte von — 20° tropfbarflüssig; bildet alsdann eine dünne, farblose, bei — 10° kochende Flüssigkeit, die bei dieser Verdunstung eine Kälte von — 50° bis 60° hervorbringt.

Das schwefligsaure Gas wird selbst in der stärksten Glühhitze nicht zersetzt, und oxydirt sich, mit trocknem Sauerstoffgas gemengt, nicht höher, ausgenommen in Berührung mit erwärmtem schwammigen Platin, welches sogleich die Vereinigung zu wasserfreier Schwefelsäure veranlafst. Von braunem Bleisuperoxyd wird das Gas sogleich aufgenommen, das Superoxyd wird darin von selbst glühend und verwandelt sich in weifses *schwefelsaures* Bleioxyd.

Es wird in bedeutender Menge von Wasser absorbirt, und diese Auflösung hat einen eigenen widrigen Geschmack und in hohem Grade den Geruch von verbrennendem Schwefel.

Die schweflige Säure hat die Eigenschaft, gewisse gefärbte Pflanzen- und Thierstoffe zu bleichen, daher die Anwendung des von verbrennendem Schwefel sich entwickelnden Gases zum Bleichen in der Seiden- und Wollenfärberei (Schwefeln).

Darstellung. 1) Durch Verbrennen des Schwefels in der Luft oder in reinem Sauerstoffgas, wobei dieses seinen Umfang etwas vermindert. 2) Durch Erhitzen eines Gemenges von Kupferoxyd mit Schwefel. 3) Durch Auflösung von

Kupfer in heifser Schwefelsäure, oder Erhitzen der letzteren mit Kohlenpulver.

Die schweflige Säure besteht aus 1 Atom Schwefel und 2 Atomen Sauerstoff, $= \ddot{S}$. Ihr Atomgew. ist also $= 401,17$. In ihren Salzen enthält die Basis halb so viel Sauerstoff als die Säure. Sie ist eine der schwächsten Säuren.

3. Unterschwefelsäure (Dithionsäure).

Eigenschaften. Nur in wasserhaltigem Zustande bekannt, als geruchlose, saure Flüssigkeit, die sich beim Erhitzen in schweflige Säure und Schwefelsäure zersetzt. Sie ist so zusammengesetzt, dafs man sie betrachten kann als eine Verbindung von 1 Atom Schwefelsäure mit 1 Atom schwefliger Säure, d. h. sie besteht aus 2 Atomen Schwefel und 5 Atomen Sauerstoff, $= S^2 O^5$, und in ihren neutralen Salzen enthält sie 5mal den Sauerstoff der Basis.

Bildung. Die Unterschwefelsäure entsteht, wenn man schwefligsaures Gas in mit Wasser angerührtes Pulver von Mangansuperoxyd leitet, wobei 1 Atom des letzteren 2 Atome schweflige Säure aufnimmt, und damit unterschwefelsaures Manganoxydul bildet, welches sich im Wasser auflöst.

4. Unterschweflige Säure (Dithionige Säure).

Nur in Verbindung mit Oxyden bekannt; davon abgeschieden, sich sogleich in Schwefel und schweflige Säure zersetzend. Entsteht, wenn sich Zink in wäfsriger schwefliger Säure auflöst, was ohne Gasentwickelung geschieht, indem von 3 Atomen schwefliger Säure $\frac{1}{3}$ des Sauerstoffs an 2 Atome Zink tritt, wodurch 1 Atom unterschwefligsaures und 1 Atom schwefligsaures Zinkoxyd entsteht.

Die unterschweflige Säure besteht aus 2 Atomen Schwefel und 2 Atomen Sauerstoff, $= S^2 O^2$. Denn in ihren Salzen enthält die Basis halb so viel Sauerstoff als die Säure.

5 und 6. Trithion- und Tetrathionsäure.

Die *Trithionsäure*, $= S^3 O^5$, entsteht, wenn man eine gesättigte Auflösung von schwefligsaurem Kali mit Schwefelpulver digerirt, welches erstere dadurch in krystallisirbares

trithionsaures Kali verwandelt wird. Die *Tetrathionsäure*, $=S^4O^5$, entsteht, wenn in einer Auflösung von unterschwefligsaurem Natron Jod bis zur Sättigung aufgelöst wird. Zwei Atomgewichte Salz bilden 1 Atomgewicht Jodnatrium und 1 Atom tetrathionsaures Natron.

II. Säuren des Selens und Tellurs.

Von diesen Körpern sind nur zwei Säurestufen bekannt, proportional der Schwefelsäure und der schwefligen Säure.

Die *Selensäure*, $\dddot{Se}$, ist in wasserhaltigem Zustand eine, der concentrirten Schwefelsäure sehr ähnliche, scharf saure, schwere Flüssigkeit. Ihre Salze sind isomorph mit den entsprechenden schwefelsauren. Sie wird nicht durch schweflige Säure zersetzt. Durch Erhitzen mit Chlorwasserstoffsäure verwandelt sie sich, unter Entwickelung von Chlor, in selenige Säure.

Die *selenige Säure*, $\ddot{Se}$, entsteht beim Verbrennen des Selens in der Luft oder durch Auflösen desselben in Salpetersäure. Sie krystallisirt in farblosen, sublimirbaren Prismen und ist in Wasser löslich. In dieser Lösung wird sie durch schweflige Säure zersetzt unter Abscheidung von zinnoberrothem Selen.

Die *Tellursäure*, $\dddot{Te}$, wird in zweierlei Zuständen erhalten; in dem einen ist sie in Wasser löslich, krystallisirbar, in dem anderen bildet sie eine gelbe, in Wasser unlösliche Masse.

Die *tellurige Säure*, $\ddot{Te}$, entsteht beim Verbrennen des Tellurs an der Luft. Sie ist farblos, in Wasser unlöslich, leicht schmelzbar. Aus ihrer Lösung in Chlorwasserstoffsäure *fällt* schweflige Säure das Tellur als ein dunkelgraues Pulver.

III. Säuren und Oxyde des Stickstoffs.

Der Stickstoff verbindet sich in vier Verhältnissen mit dem Sauerstoff, und gibt damit 2 Säuren, *Salpetersäure* und *salpetrige Säure*, und 2 gasförmige nicht saure Oxyde, *Stick-*

oxydgas und *Stickoxydulgas,* in denen sich die Sauerstoffvolumen verhalten wie 5, 3, 2, 1.

1. Salpetersäure.

Eigenschaften. Nicht in freiem Zustande bekannt, nur in wasserhaltigem. Farblose, eigenthümlich riechende, höchst ätzende, rauchende Flüssigkeit, von 1,521 spec. Gewicht. Färbt die Haut gelb, zerstört alle organische Stoffe und kocht bei +86°. Sie enthält 14,25 Procent Wasser = 1 Atom. Sie zieht Wasser aus der Luft an, und ist in allen Verhältnissen mit Wasser mischbar, wodurch sich ihr Kochpunkt erhöht. Bei +120° Kochpunkt enthält sie 5 Atome Wasser auf 1 Atom Säure.

Die Salpetersäure ist eine der stärksten Säuren, sie ist aber sehr leicht zersetzbar. Versucht man, ihr das Wasser zu entziehen, z. B. durch concentrirte Schwefelsäure, so zerfällt sie in Sauerstoffgas und gelbrothe Dämpfe von salpetriger Säure. Eben so wirkt das Sonnenlicht, jedoch nur allmählig, weshalb die farblose Säure im Sonnenschein gelb wird. In starker Glühhitze wird sie in Sauerstoffgas und Stickgas zerlegt. Auf dieser leichten Zersetzbarkeit beruht ferner ihr Vermögen, die meisten oxydirbaren Körper zu oxydiren, z. B. Phosphor und Schwefel in Phosphorsäure und Schwefelsäure zu verwandeln, und viele Metalle aufzulösen, daher ihre häufige Anwendung zur Oxydation der Körper auf nassem Wege. Durch Abtretung eines Theils ihres Sauerstoffs an dieselben wird sie meistens zu Stickoxydgas reducirt, welches in Gasform weggeht, während sich die gebildeten Metalloxyde in einem anderen Theil unzersetzter Säure zu einem Salz auflösen.

Die Salpetersäure besteht aus:

		In 100 Th.
1 Aequival. Stickstoff	= 177,04	26,17
5 Atomen Sauerstoff	= 500,00	73,83
Atomgew. der Salpetersäure, $=\dddot{\overline{N}}$,	= 677,04	100,00.

In den neutralen salpetersauren Salzen enthält also die Säure 5mal den Sauerstoff der Basis.

Darstellung. Durch Destillation von 1 Atomgewicht

oder 100 Theilen Salpeter (salpetersaurem Kaliumoxyd) mit 2 Atomgew. oder 97 Theilen concentrirter Schwefelsäure; daher ihr Name. Die erhaltene Säure ist farblos oder schwach gelb gefärbt, und hat die übrigen oben angeführten Eigenschaften. Der Rückstand in der Retorte ist saures oder zweifach schwefelsaures Kali, weil 97 Theile Schwefelsäure doppelt so viel betragen, als zur Sättigung des Kaliumoxyds im Salpeter, d. h. zur Bildung von einfach schwefelsaurem Kaliumoxyd erforderlich ist. Dennoch ist dieses Verhältnifs nothwendig zur Gewinnung einer so beschaffenen Säure. Denn nimmt man nur 1 Atomgewicht oder 48½ Th. Schwefelsäure, so bleibt anfangs die Hälfte des Salpeters unzersetzt, indem sämmtliche Schwefelsäure mit dem Kaliumoxyd der anderen Hälfte saures Salz bildet, dessen freie Säure erst bei so hoher Temperatur auf den noch unzersetzten Salpeter wirkt, dafs dabei ein grofser Theil der Salpetersäure in Sauerstoffgas und salpetrige Säure zerfällt, welche letztere mit der Salpetersäure verbunden bleibt und sie dunkel rothgelb färbt. Diese gefärbte Säure stöfst rothgelbe Dämpfe aus und wird beim Vermischen mit Wasser grün, blau und farblos. Durch Kochen kann die salpetrige Säure ausgetrieben werden.

Das *Scheidewasser* ist eine unreine und verdünnte Salpetersäure.

Die Salpetersäure hat bedeutende Anwendung in Künsten und Gewerben, und wird daher fabrikmäfsig gewonnen.

2. Salpetrige Säure.

Eigenschaften. Dunkelgrüne, höchst flüchtige Flüssigkeit; bildet ein tief gelbrothes Gas, von eigenem Geruch, welches, mit permanenten Gasen vermischt, nur sehr schwer wieder zu verdichten ist. Zersetzt sich mit Wasser theilweise in Stickoxydgas und Salpetersäure. Eben so in Berührung mit Salzbasen. Die salpetrigsauren Salze können indessen durch Glühen von gewissen salpetersauren Salzen erhalten werden, z. B. durch gelindes Glühen von Salpeter, der sich dabei, unter Entwickelung von Sauerstoffgas, in salpetrigsaures Kali verwandelt.

Bildung. Die salpetrige Säure entsteht bei Zersetzung der Salpetersäure im Sonnenlicht und in höherer Temperatur, beim Vermischen von Stickoxydgas mit Sauerstoffgas; in allen diesen Fällen aber verbunden mit Salpetersäure oder vermischt mit der folgenden Verbindung. Am reinsten erhält man sie noch durch Destillation von Stärke mit Salpetersäure und starke Abkühlung des sich entwickelnden, durch Chlorcalcium getrockneten rothen Dampfes.

Das Atomgewicht der salpetrigen Säure ist 477,04. Sie besteht aus 1 Aequival. Stickstoff und 3 Atomen Sauerstoff, $=\dddot{N}$.

3. Stickoxydgas.

Darstellung. Durch Auflösen von Kupfer in Salpetersäure, wobei $\frac{1}{4}$ der Säure, unter Oxydation des Metalls, in Stickoxydgas verwandelt wird.

Eigenschaften. Farbloses, in Wasser wenig lösliches Gas; ausgezeichnet durch die Eigenschaft, in der Luft oder mit reinem Sauerstoffgas einen dunkel gelbrothen Dampf zu bilden, sich also schon durch unmittelbare Berührung und bei gewöhnlicher Temperatur höher zu oxydiren.

Angezündete Kohle und brennender Phosphor fahren im Stickoxydgas zu brennen fort, fast so lebhaft wie in Sauerstoffgas.

Gewisse Metalle, in diesem Gas erhitzt, oxydiren sich und lassen ein halbes Maafs Stickgas zurück.

Das Stickoxydgas besteht aus:

	Maafs	Spec. Gewicht.
Stickgas	$\frac{1}{2}$	0,4880
Sauerstoffgas	$\frac{1}{2}$	0,5513
Stickoxydgas	1	1,0393.

Oder aus einem Aequivalent Stickstoff und 2 Atomen Sauerstoff, $=\ddot{N}$.

Auf dieser Eigenschaft des Stickoxydgases, sich mit Luft höher zu oxydiren, beruht seine Anwendung bei der Fabrication der Schwefelsäure. Es wird hierbei ein Gemenge von Schwefel mit $\frac{1}{8}$ Salpeter verbrannt, und das hierdurch ent-

stehende Gasgemenge von schwefligsaurem Gas und Stickoxydgas in die feuchte Luft der Bleihäuser geleitet; hier verwandelt sich das Stickoxydgas in salpetrige Säure, und diese oxydirt nun das feuchte schwefligsaure Gas zu Schwefelsäure, die sich in dem vorhandenen Wasser auflöst. Von der noch sehr verdünnten Säure wird nachher das überschüssige Wasser abgedampft.

Vermischt man 2 Maafstheile Stickoxydgas mit 1 M. Sauerstoffgas, so vereinigen sie sich zu einem tief rothgelben Dampf, der sich bei starker Abkühlung zu farblosen Krystallen verdichtet. Dieser Körper ist eine Verbindung von 1 At. Stickoxyd mit 2 At. Salpetersäure, er schmilzt bei −9° und bildet bei gewöhnlicher Temperatur eine röthlichgelbe Flüssigkeit, die bei +22° siedet. Dieselbe Verbindung erhält man, wenn man die rothe rauchende Salpetersäure bei sehr gelinder Wärme der Destillation unterwirft, wobei farblose Salpetersäure zurückbleibt.

Diese rothe rauchende Säure entsteht auch, wenn man in concentrirte Salpetersäure Stickoxydgas leitet.

Das Stickoxydgas verbindet sich auch mit anderen Säuren, namentlich mit wasserhaltiger Schwefelsäure. Die Verbindung ist eine farblose, krystallinische, sehr leicht schmelzbare Masse, die sich mit Wasser, unter Entwickelung von Stickoxydgas, zersetzt. Bildet sich durch gleichzeitiges Einleiten von Stickoxydgas und Sauerstoffgas in Schwefelsäure, oder durch Vermischen von Stickoxydgas und schwefligsaurem Gas mit feuchter Luft.

4. Stickoxydulgas.

Eigenschaften. Farbloses, schwach riechendes Gas, von 1,527 spec. Gewicht, in geringer Menge in Wasser löslich; verwandelt sich durch sehr starken Druck zur tropfbaren Flüssigkeit. Bildet mit Sauerstoff keine rothen Dämpfe. Brennbare Körper, wie Kohle, Phosphor, Eisen, ein Spahn, angezündet hineingebracht, brennen darin mit einem ähnlichen Glanz wie in Sauerstoffgas. Wasserstoffgas damit gemengt und angezündet, verbrennt mit Knall. — Wirkt beim Einathmen eigenthümlich berauschend.

Entzieht man dem Stickoxydulgas durch oxydirbare Körper den Sauerstoff, so bleibt Stickgas von unverändertem Volumen zurück. Ein Maafs Stickoxydulgas besteht aus:

	Maafs.	Spec. Gewicht.
Stickgas	1,0	0,976
Sauerstoffgas	0,5	0,551
Stickoxydulgas	1,0	1,527.

Oder aus 1 Aequivalent Stickstoff und 1 Atom Sauerstoff, $=\dot{N}$.

Bildung. Man entzieht dem Stickoxydgas Sauerstoff, z. B. durch eine Auflösung von schwefligsaurem Kali. Am besten erhält man es durch Erhitzen von salpetersaurem Ammoniak, einem krystallisirten Salz, welches sich hierbei in Stickoxydulgas und Wasser zersetzt. Dieses Salz besteht nämlich aus 1 Aeq. Salpetersäure, 1 Aeq. Ammoniak (= 1 Aeq. Stickstoff + 3 Aeq. Wasserstoff) und 1 Aeq. Wasser.

IV. Säuren des Phosphors.

Der Phosphor bildet 3 Säuren: *Phosphorsäure*, *phosphorige* und *unterphosphorige Säure*, und ein Oxyd.

1. Phosphorsäure.

Darstellung. 1) Durch Verbrennen von Phosphor in der Luft oder in Sauerstoffgas. 2) Durch Auflösen von Phosphor in verdünnter Salpetersäure und Abdampfen. 3) Durch Auflösen des festen Chlorphosphors in Wasser und Abdampfen. 4) Am vortheilhaftesten aus weifsgebrannten Knochen (phosphorsaurem Kalk); 3 Theile davon werden, als feines Pulver, mit 2 Theilen Schwefelsäure, die mit 10 Theilen Wassers verdünnt ist, angerührt und mehrere Tage lang erwärmt, die saure Flüssigkeit dann vom gebildeten Gyps abgeseiht und abgedampft.

Eigenschaften. Die beim Verbrennen von Phosphor gebildete wasserfreie Säure ist eine weifse, lockere Substanz, die in der Glühhitze, ohne sich zu verflüchtigen, zu einem farblosen, durchsichtigen Glase schmilzt. In der Luft zerfliefst sie, und in Wasser löst sie sich unter Erhitzung auf.

Die auf nassem Wege erhaltene Säure bildet nach dem Abdampfen bis zu einem gewissen Grade eine syrupdicke, sehr saure Flüssigkeit, welche nach weiterem Abdampfen eine ***wasserhaltige*** Säure zurückläfst, die beim Erkalten zu einer durchsichtigen Masse erstarrt und nur schwer in Krystallen zu erhalten ist. In Wasser vollständig löslich; die Lösung hat einen stark und rein sauren Geschmack.

War die Säure nicht rein, enthält sie, wie es z. B. nach dem Schmelzen in Thon- oder Glasgefäfsen der Fall ist, welche davon angegriffen werden, fremde Substanzen aufgelöst, oder ist sie, wie es besonders bei der aus den Knochen bereiteten der Fall sein kann, kalkhaltig, so ist sie nach dem Schmelzen zu Glas nicht mehr oder nur theilweise in Wasser auflöslich.

Die Phosphorsäure wird auf nassem Wege von Salpetersäure und Schwefelsäure aus ihren Verbindungen mit Basen ausgeschieden; aber in der Glühhitze treibt sie selbst die Schwefelsäure aus.

Die Phosphorsäure besteht aus 1 Aequiv. Phosphor und 5 Atomen Sauerstoff. Ihr Atom, $= \overset{\therefore\cdot\cdot}{P}$, wiegt 892,28.

Bei der Phosphorsäure findet der auffallende Umstand statt, dafs sie in dreierlei Modificationen erhalten wird, die durch die ungleichen Quantitäten von Basen, die sie aufnehmen, von einander unterschieden sind. Man kann diese drei Arten durch Hinzufügung von Buchstaben unterscheiden.

^{a}***Phosphorsäure***, ist die beim Verbrennen des Phosphors entstehende geglühte Säure. Ihre Salze enthalten auf ein Atom Säure nur 1 Atom Basis. Die Auflösung der Säure wird durch Barytwasser und Eiweifs gefällt.

^{b}***Phosphorsäure***, entsteht durch Glühen von ^{c}phosphorsaurem Natron ($\dot{Na}^{2}\overset{\therefore\cdot\cdot}{P}+\dot{H}$). Ihre Salze enthalten 2 Atome Basis. Sie wird nicht durch Eiweifs oder Barytwasser gefällt. Gibt mit Silberoxyd ein unlösliches weifses Salz ($\dot{Ag}^{2}\overset{\therefore\cdot\cdot}{P}$).

^{c}***Phosphorsäure***, ist die gewöhnliche, auf dem nassen Wege gebildete Säure. Ihre Salze, die durch unmittelbare Sättigung entstehen, enthalten auf 1 Atom Säure 3 Atome Basis, wovon das eine Atom oft durch 1 Atom Wasser ersetzt wird. Fällt nicht Eiweifs oder Barytwasser. Gibt

mit Silber ein unlösliches gelbes Salz ($\dot{A}g^3 \dddot{P}$). — Die Auflösung der [a] und [b]Phosphorsäure in Wasser geht bald in [c]Phosphorsäure über. (Siehe ferner phosphorsaures Natron.)

2. Phosphorige Säure.

Eigenschaften. Im wasserfreien Zustande weiſse, pulverförmige, sublimirbare Substanz, die sich an der Luft von selbst entzündet und zu Phosphorsäure verbrennt.

Die wasserhaltige phosphorige Säure ist eine dicke, saure Flüssigkeit, die beim langsamen Verdunsten in Krystallen anschieſst. Beim Erhitzen läſst sie ihr Wasser nicht entweichen, sondern zersetzt sich damit in Phosphorsäure und weggehendes Phosphorwasserstoffgas. An der Luft oxydirt sie sich höher zu Phosphorsäure; eben so auf Kosten von manchen Metalloxyden, die dabei zu Metall reducirt werden.

Bildung. Durch Verbrennung von Phosphor bei unvollständigem Luftzutritt. Wenn Phosphor bei gewöhnlicher Temperatur der Luft ausgesetzt wird, so entsteht, unter schwachem Leuchten desselben, wasserhaltige, phosphorige Säure, die als saure Flüssigkeit gesammelt werden kann. Am besten erhält man sie durch Zersetzung des flüssigen Chlorphosphors mit Wasser.

Das Atomgewicht der phosphorigen Säure ist 692,28. Sie besteht aus 1 Aequiv. Phosphor und 3 Atomen Sauerstoff, $= \dddot{P}$.

3. Unterphosphorige Säure.

Sie entsteht, unter gleichzeitiger Bildung von Phosphorwasserstoffgas, wenn man Phosphorbarium mit Wasser kocht. Sie ist nur in wasserhaltigem Zustand als eine syrupdicke, saure Flüssigkeit bekannt. Zerfällt beim Erhitzen in Phosphor, Phosphorwasserstoffgas und Phosphorsäure. — Besteht aus 1 Aequiv. Phosphor und 1 Atom Sauerstoff, $= \dot{P}$.

4. Phosphoroxyd.

Rother, nicht schmelzbarer Körper. Zersetzt sich beim Glühen in Phosphor und Phosphorsäure. Verbrennt beim Erhitzen in der Luft. — Bildet sich in geringer Menge beim

beim Verbrennen von Phosphor in der Luft; in gröfserer Menge, wenn man durch Einleiten von Sauerstoffgas geschmolzenen Phosphor unter Wasser verbrennt. Zusammensetzung $= P^2 O$.

V. Säuren des Arseniks.

Das Arsenik bildet 2 Säuren, proportional den beiden höchsten Säuren des Phosphors.

1. Arseniksäure.

Bildung. Durch Erhitzen von Arsenik oder arseniger Säure mit concentrirter Salpetersäure, oder durch Schmelzen derselben mit Salpeter. Im letzteren Falle bleibt die Säure an die Base gebunden.

Eigenschaften. Weifse, schwere, saure Masse, in Wasser leicht löslich, an der Luft zerfliefslich, bei höherer Temperatur schmelzbar, bei anfangender Glühhitze sich zerlegend in Sauerstoffgas und arsenige Säure. Durch schweflige Säure wird sie in ihrer Auflösung zu arseniger Säure reducirt. Ihre Salze enthalten vorzugsweise auf 1 Atom Säure 3 Atome Basis. Sie ist isomorph mit der Phosphorsäure und beide Säuren können sich, ohne Formänderung der Salze, in verschiedenen Verhältnissen einander vertreten. Höchst giftig. Ihr Atom $= \overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{As}$, wiegt 1440,08.

2. Arsenige Säure.

Bildung. Beim Verbrennen von Arsenik an der Luft, bei Auflösung von Arsenik oder Arsenikmetallen in mäfsig starker Salpetersäure. Im Grofsen wird sie durch Rösten arsenikhaltiger Erze, besonders des Arsenikeisens und Arsenikkobalts gewonnen. Die Dämpfe der sich bildenden arsenigen Säure werden in langen Rauchfängen, den ***Giftfängen,*** als sogenanntes ***Giftmehl*** verdichtet, welches nachher durch Sublimation in eisernen Gefäfsen gereinigt und als ***weifses Arsenikglas*** erhalten wird. Als eines der ätzendsten Gifte ist sie unter den Namen ***Arsenik***, ***weifser Arsenik***, ***Rattengift*** bekannt.

Eigenschaften. Bei der Condensation ihres Dampfes oder bei der Abscheidung aus ihrer Lösung in Wasser krystallisirt sie in durchsichtigen, stark glänzenden Octaëdern. Beim Erhitzen verflüchtigt sie sich ohne zu schmelzen; ihr Dampf ist ohne Geruch. Durch längeres Erhitzen bis nahe zu ihrem Verflüchtigungspunkt schmilzt sie zu einem vollkommen klaren, schweren Glas (amorphe arsenige Säure), welches, ehe es sich zu verflüchtigen beginnt, wieder schmelzbar ist und etwas gröfseres specifisches Gewicht und geringere Löslichkeit hat, als die krystallisirte Säure. Löst man die amorphe Säure in heifser Chlorwasserstoffsäure auf, so scheidet sie sich beim Erkalten unter lebhafter Lichtentwickelung in krystallisirter Form ab. Die krystallisirte Säure zeigt beim Umkrystallisiren die Lichtentwickelung nicht. Die amorphe durchsichtige Säure geht allmählig von selbst in die krystallinische Form über und wird dabei weifs, undurchsichtig, porcellanartig. Sie bildet ein schweres, weifses Pulver. Durch Erhitzen mit Kohle oder in Wasserstoffgas ist sie sehr leicht reducirbar.

Die arsenige Säure hat einen schwachen unangenehmen Geschmack. Sie ist nur sehr langsam in Wasser löslich; aus der kochendheifs gesättigten Lösung, welche $\frac{1}{12}$ ihres Gewichts arseniger Säure enthält, krystallisirt beim Erkalten ein Theil heraus, und es bleibt nur $\frac{1}{20}$ gelöst. Die mit Schwefelsäure vermischte Lösung entwickelt mit Zink Arsenikwasserstoffgas. — Kupfer fällt daraus metallischglänzendes Arsenik.

Die arsenige Säure ist nur eine schwache Säure. Ihre Salze entwickeln beim Erhitzen arsenige Säure oder auch Arsenik, unter Zurücklassung von arseniksaurem Salz, so z. B. ein erhitztes Gemenge von Kalk und arseniger Säure. (Ihr Verhalten zu Schwefelwasserstoff siehe bei den Sulfiden des Arseniks.)

Ihr Atom $= \dddot{As}$, wiegt 1240,08. Ihr wirksamstes Gegengift ist wasserhaltiges Eisenoxyd (Eisenoxydhydrat).

VI. Säuren des Antimons.

Das Antimon bildet 2 Säuren, proportional den beiden Säuren des Arseniks.

1. Antimonsäure.

Bildung. Durch Auflösen von Antimonchlorid in Wasser, mit dem es sich in Chlorwasserstoff und Antimonsäure zersetzt, die sich als weifses Pulver und verbunden mit Wasser abscheidet. Ferner durch Auflösen von Antimon in einem Gemische von Salpetersäure und Chlorwasserstoffsäure, so wie durch Verbrennen von Antimon mit schmelzendem Salpeter, in welchem letzteren Fall antimonsaures Salz entsteht.

Eigenschaften. Die wasserhaltige Säure ist ein weifses, geschmackloses Pulver, verliert beim Erhitzen das Wasser. Die wasserfreie Säure ist blafsgelb, entwickelt beim Glühen Sauerstoffgas und verwandelt sich in eine weifse, unschmelzbare Verbindung von Antimonsäure mit antimoniger Säure $=\overset{\cdots}{Sb}+\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Sb}$ *). Die Antimonsäure ist auch in anderen Säuren unlöslich.

Das Atom der Antimonsäure $=\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Sb}$, wiegt 2112,90. Sie ist eine sehr schwache Säure. Ihre Salze sind wenig bekannt. Mehrere derselben werden beim Erhitzen plötzlich vorübergehend glühend, ohne Gewichtsveränderung, und werden nachher nicht mehr durch andere Säuren zersetzt.

2. Antimonige Säure (Antimonoxyd).

Bildung. Beim Verbrennen des Antimons an der Luft, wobei sich der entstehende Rauch zu glänzenden Krystallen von antimoniger Säure condensirt. Ferner durch Oxydation von Schwefelantimon mit Salpetersäure. Es kommt als Mineral (Weifsspiefsglanzerz) vor.

Eigenschaften. Farblose, sehr glänzende Krystalle oder

*) Früher als eine eigenthümliche Oxydationsstufe $=\overset{::}{Sb}$ betrachtet und antimonige Säure genannt.

weifses Pulver, unlöslich in Wasser, geschmacklos. Bei abgehaltener Luft leicht schmelzbar, beim Erkalten krystallinisch erstarrend, in stärkerer Hitze flüchtig. In Salpetersäure unlöslich.

Ihr Atom $= \dddot{\mathrm{S}}\mathrm{b}$, wiegt 1912,90. Sie ist eine sehr schwache Säure; mit einigen starken Säuren geht sie Verbindungen ein, worin sie sich wie eine schwache Base verhält. Sie wirkt stark brechenerregend.

Die antimonige Säure ist löslich in starker Chlorwasserstoffsäure. Durch Zink und Eisen wird daraus das Antimon gefällt unter gleichzeitiger Bildung von Antimonwasserstoffgas. Beim Vermischen mit Wasser gibt diese Auflösung einen dicken, weifsen Niederschlag (Algarothpulver), eine Verbindung von Antimonoxyd mit Chlorantimon. In trocknem Zustand ist es ein weifses, krystallinisches Pulver, welches beim Erhitzen in abdestillirendes wasserfreies Chlorantimon und zurückbleibendes, krystallisirendes Oxyd zerfällt. Die von seiner Bildung übrige Flüssigkeit ist eine Auflösung von Chlorantimon in Chlorwasserstoffsäure. In concentrirtem Zustand, als ein schweres, öliges, ätzendes Liquidum, erhält man sie auch durch Destillation von Antimonoxyd mit Kochsalz und concentrirter Schwefelsäure.

Das Verhalten des Antimonoxyds zu Schwefelwasserstoff siehe bei den Sulfiden des Antimons.

VII. Säuren des Chlors.

Das Chlor kann sich in vier Verhältnissen mit Sauerstoff vereinigen. Keine dieser Verbindungen ist auf unmittelbare Weise hervorzubringen. Die meisten können aus der Chlorsäure hervorgebracht werden, die dadurch gebildet wird, dafs man Chlorgas in Wasser leitet, worin ein stark basisches Oxyd aufgelöst ist, z. B. Kali (Kaliumoxyd). Es bildet sich alsdann Chlorkalium und chlorsaures Kali, welches letztere wegen seiner Schwerlöslichkeit in glänzenden Krystallschuppen herauskrystallisirt. Hierbei werden $\frac{5}{6}$ des Kali's in Chlorkalium, und $\frac{1}{6}$ in chlorsaures Kali verwandelt.

Die Darstellung aller gasförmigen Oxydationsstufen des Chlors ist mit grofser Gefahr verbunden.

1. Ueberchlorsäure.

Bildung. Wenn chlorsaures Kali so lange geschmolzen wird, bis bei der Temperatur, wobei es zuerst mit Leichtigkeit Sauerstoffgas entwickelte, die Gasentwickelung sich sehr zu vermindern anfängt, so ist es in ein Gemenge von Chlorkalium mit ungefähr 45 Procent überchlorsaurem Kali verwandelt, die man durch Auflösen und Krystallisiren von einander trennt. Durch Destillation des überchlorsauren Kali's mit grofsem Ueberschufs von concentrirter Schwefelsäure, oder durch Destillation der Chlorsäure für sich erhält man die Ueberchlorsäure.

Eigenschaften. Die wasserhaltige Säure ist eine farblose, saure Flüssigkeit von 1,65 spec. Gewicht. Siedet erst bei +200°. Zieht begierig Feuchtigkeit an. Der Dampf der kochenden Säure entzündet hineingehaltenes Papier. Durch Destillation mit dem mehrfachen Gewichte von Schwefelsäure wird sie grofsentheils zersetzt in Chlor- und Sauerstoffgas, und zum Theil geht sie als wasserfreie Säure über, die rauchende, farblose, leicht schmelzbare Krystalle bildet.

Die Ueberchlorsäure ist eine sehr starke Säure. Sie besteht aus 1 Aequiv. Chlor und 7 Atomen Sauerstoff, $=\overset{.......}{\mathrm{Cl}}$. Atomgewicht 1142,65.

2. Chlorsäure.

Darstellung. Durch Zersetzung von chlorsaurem Kali mit Kieselfluorwasserstoffsäure, wodurch sich unlösliches Kieselfluorkalium und in Wasser gelöste Chlorsäure bildet, die man durch freiwillige Verdunstung sich concentriren läfst.

Eigenschaften. Nur in wasserhaltigem Zustand bekannt. Syrupdicke, sehr saure, fast geruchlose Flüssigkeit. Zersetzt sich bei der Destillation in Chlorgas, Sauerstoffgas und Ueberchlorsäure. Verwandelt sich mit Chlorwasserstoffsäure in Chlor. Entzündet Papier und Alkohol.

Die chlorsauren Salze, mit Kohle, Schwefel, Phosphor, leicht oxydirbaren Metallen u. dergl. gemengt, und erwärmt oder zusammen gerieben oder geschlagen, verbrennen und verknallen mit grofser Heftigkeit. Beim Erhitzen für sich

entwickeln diese Salze viel Sauerstoffgas, indem sowohl der Sauerstoff der Säure als der der Basis entweicht, und verwandeln sich in Chlormetalle. Hierauf beruht eine vortheilhafte Darstellungsweise des Sauerstoffgases aus chlorsaurem Kali, welches 39 Procent seines Gewichtes entwickelt.

Die Chlorsäure besteht aus 1 Aequiv. Chlor und 5 Atomen Sauerstoff, $=\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\text{Cl}}$. Atomgewicht 942,65.

3. Chlorige Säure.

Darstellung. Durch sehr vorsichtiges gelindes Erwärmen eines innigen Gemenges von chlorsaurem Kali und arseniger Säure mit verdünnter Salpetersäure.

Eigenschaften. Tief grüngelbes Gas, von sehr heftigem, chlorartigem Geruch, durch starke Abkühlung zum röthlichen Liquidum condensirbar. Zersetzt sich schon bei 57° unter Explosion in Chlorgas und Sauerstoffgas. Wasser absorbirt sein sechsfaches Volumen und färbt sich dadurch intensiv gelb.

Die chlorige Säure besteht aus 1 Aeq. Chlor und 3 Atomen Sauerstoff, $=\dddot{\text{Cl}}$. Atomgewicht $=742{,}65$.

Destillirt man Stücke von geschmolzenem chlorsauren Kali und Schwefelsäure, was wegen Gefahr vor Explosion mit grofser Vorsicht geschehen mufs, so entsteht schwefelsaures und überchlorsaures Kali, und es entwickelt sich ein dunkelgelbes Gas von eigenthümlichem, chlorartigem Geruch. Durch starken Druck verwandelt es sich in eine *gelbe* Flüssigkeit. Beim Erwärmen explodirt es unter Feuererscheinung, wobei 2 Volumen des Gases 2 Volumen Sauerstoffgas und 1 Volumen Chlorgas geben. Es besteht also aus $\text{Cl}+4\text{O}$, und ist entweder eine Verbindung von Chlorsäure mit chloriger Säure $=\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\text{Cl}}+\dddot{\text{Cl}}$, oder von Chlorsäure mit einem für sich unbekannten Chloroxyd $=\ddot{\text{Cl}}+2\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\text{Cl}}$.

4. Unterchlorige Säure.

Darstellung. Man bringt Quecksilberoxyd mit Wasser in eine mit Chlorgas gefüllte Flasche; es entsteht Chlorquecksilber und eine Auflösung von unterchloriger Säure, welche man durch Destillation bei gelinder Wärme rein erhält. Sie

bildet sich aufserdem durch Sättigen von gelöschtem Kalk (Kalkhydrat) mit Chlorgas; es entsteht dabei Chlorcalcium und unterchlorigsaure Kalkerde.

Eigenschaften. Gelbes Gas, von eigenthümlichem, chlorartigem Geruch, explodirt schon durch die Wärme der Hand, oder in Berührung mit Kohle, vergröfsert dabei sein Volumen von 1 zu $1\frac{1}{2}$, und ist nun in ein Gemenge von 1 Volumen Chlorgas und $\frac{1}{2}$ Volumen Sauerstoffgas verwandelt. Wasser absorbirt sein hundertfaches Volumen; die Auflösung ist gelb und riecht wie das Gas; im Licht und in der Wärme zersetzt sie sich in Chlorgas und in Chlorsäure. Sie bleicht Pflanzenfarben.

Die unterchlorige Säure besteht aus 1 Aequiv. Chlor und 1 Atom Sauerstoff, $=\dot{Cl}$.

VIII. Säuren des Broms und Jods.

Brom bildet, wie es scheint, nur eine Säure, von ähnlichen Eigenschaften wie die Chlorsäure, und proportional mit ihr zusammengesetzt, mit der sie auch gleiche Bildungsweise hat.

Das Jod bildet eine Ueberjodsäure, $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{I}$, und eine Jodsäure, $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{I}$. Letztere entsteht sowohl bei Auflösung von Jod in Kali, als auch durch Auflösen von Jod in concentrirter, farbloser Salpetersäure. Sie ist fest und schön krystallisirbar, und zerfällt beim Erhitzen in Jod und Sauerstoffgas.

Von *Fluor* ist noch keine Sauerstoffverbindung bekannt.

IX. Säuren und Oxyd des Kohlenstoffs.

Der Kohlenstoff geht mit dem Sauerstoff mehrere Verbindungen ein, wovon die *Kohlensäure,* die *Oxalsäure* und das *Kohlenoxydgas* die am häufigsten vorkommenden und wichtigsten sind.

1. Kohlensäure.

Eigenschaften. Farbloses Gas, von schwach säuerlichem Geruch, Lackmus schwach und vorübergehend röthend; von 1,5201 specifischem Gewicht. Verlöscht Feuer

und wirkt, in reiner Gestalt eingeathmet, tödtlich. Wird bei 0° und einem Druck von 40 Atmosphären zu einer dünnen, farblosen Flüssigkeit condensirt; diese ist durch Wärme ausdehnbarer, als das Gas, und erzeugt bei der Verdunstung eine Kälte von — 79°, wobei die Säure selbst zu einer festen Masse erstarrt. Der Druck ihres Dampfes steigt für jeden Thermometergrad um eine Atmosphäre.

Aufser durch Kalium, kann der freien Kohlensäure ihr ganzer Sauerstoffgehalt durch keinen anderen Körper entzogen werden. Dagegen läfst sich z. B. aus der Kohlensäure im kohlensauren Kalk (Kreide, Marmor), durch Glühen desselben in Phosphorgas, schwarze, pulverförmige Kohle abscheiden, weil hierbei phosphorsaurer Kalk entsteht.

Das Kohlensäuregas ist in Wasser löslich; bei gewöhnlichem Druck und gewöhnlicher Temperatur nimmt 1 Maafs Wasser 1 Maafs Gas auf; bei niedrigerer Temperatur und stärkerem Druck 2 bis 3 mal so viel. Das mit Kohlensäure gesättigte Wasser hat einen schwach säuerlichen Geschmack, röthet Lackmuspapier, und verliert wieder beim Stehen in der Luft oder beim Kochen sein sämmtliches Gas. Alle moussirenden Mineralwasser, z. B. das Selterser, sind solche Auflösungen von Kohlensäure in salzhaltigem Wasser. Man macht sie künstlich nach, indem man Wasser mit Kohlensäure sättigt, nachdem man in demselben alle die Salze aufgelöst hat, die in dem natürlichen enthalten sind. Auflösungen von Kohlensäure sind ferner alle gegohrenen moussirenden Getränke, z. B. moussirendes Bier, und die Ursache des Schäumens derselben beruht auf dem Entweichen eines Theiles der in ihnen enthaltenen Kohlensäure, die bei der Gährung solcher Flüssigkeiten gebildet wurde.

Die Kohlensäure trübt das Kalkwasser und schlägt daraus pulverförmigen kohlensauren Kalk nieder, wodurch sie sich von anderen Gasen unterscheiden läfst.

Die Kohlensäure ist eine der schwächsten Säuren, und wird von den meisten übrigen aus ihren Verbindungen ausgetrieben. Weil sie in freiem Zustande gasförmig ist, so verursacht ihr Entweichen, wenn es in Berührung mit einer Flüssigkeit statt findet, immer ein Aufbrausen.

Das Atomgewicht der Kohlensäure ist 275,12. Sie besteht aus 1 Atom Kohlenstoff und 2 Atomen Sauerstoff, $=\ddot{C}$. In 1 Volumen Kohlensäuregas ist 1 Volumen Sauerstoff verbunden mit $\frac{1}{2}$ Volumen Kohlenstoffgas.

Die Kohlensäure entsteht durch Verbrennen von Diamant, Graphit, gewöhnlicher Kohle und kohlenstoffhaltigen Körpern in der Luft oder in reinem Sauerstoffgase. Letzteres verändert dabei seinen Umfang nicht. Weil sie ein beständiges Product der Verbrennung von allem gewöhnlichen Brennmaterial (s. S. 33.), der Verwesung der organischen Körper und ein beständiges Product des Athmens der Thiere ist, und aufserdem in vielen Gegenden, besonders vulkanischen, aus Quellen und Oeffnungen in der Erde oft in aufserordentlicher Menge ausdunstet, macht sie einen beständigen, wiewohl nur sehr geringen Bestandtheil der Atmosphäre aus. Die meiste Kohlensäure kommt aber gebunden an Basen vor, besonders an Kalkerde.

Die Kohlensäure sammelt sich nicht selten in alten, wenig besuchten Kellern, Brunnen, Höhlen, und namentlich auch in den Kellern der Branntweinbrennereien und Bierbrauereien, worin die Bottiche mit der gährenden Flüssigkeit stehen, in Menge an, und kann auf diese Weise die Ursache der augenblicklichen Erstickung derer sein, die in solche Räume gehen, wenn darin nicht zuvor durch hinreichenden Luftwechsel, oder, wenn es die Umstände erfordern, durch hineingeworfenen gelöschten Kalk, die Kohlensäure weggeschafft worden ist. Ihre Anwesenheit in solcher Menge, dafs sie gefährlich sein kann, ist immer leicht an dem schlechten Brennen, oder selbst Verlöschen einer in solche Räume gebrachten Lichtflamme zu beobachten.

Darstellung. Durch Zersetzung von kohlensaurem Kalk (Kreide oder Marmor) mit verdünnter Schwefelsäure oder Salpetersäure.

2 Oxalsäure.

Vorkommen. In vielen Pflanzen, besonders in dem sauren Safte des Sauerklee's (*Oxalis acetosella*) an Kali gebunden als Kleesalz, daher auch der Name Kleesäure.

Eigenschaften. Farblose klare Krystalle, von sehr saurem Geschmack, die an der Luft zu Mehl zerfallen, indem sie $\frac{2}{3}$ ihres chemisch gebundenen Wassers verlieren, wobei aber die Säure noch 20 Procent oder 1 Atom basisches Wasser zurückbehält; im wasserfreien Zustande kennt man sie nicht. In 8 Th. kalten Wassers löslich. Die verwitterte Säure sublimirt sich bei 150° unzersetzt in Krystallen; ihr Dampf reizt stark zum Husten. In einer Retorte erhitzt, schmilzt die krystallisirte bei + 98°, und zersetzt sich bei + 155° unter Aufkochen vollständig in eine Auflösung von Ameisensäure in Wasser, und in ein Gemenge von Kohlensäure- und Kohlenoxydgas.

Mit rauchender Schwefelsäure übergossen, wird die zerfallene Oxalsäure, durch Wasser-Entziehung, in ein Gasgemenge aus gleichen Maafstheilen Kohlensäure und Kohlenoxyd zersetzt.

Die wasserfreie Oxalsäure besteht aus 2 Atomen Kohlenstoff und 3 Atomen Sauerstoff, $= \dddot{C}$. Ihr Atomgewicht ist 450,24.

Der Sauerstoff der Basis, durch welche die Oxalsäure neutralisirt wird, reicht gerade hin, um mit ihr Kohlensäure zu bilden. Glüht man daher z. B. oxalsaures Eisenoxyd, so erhält man Kohlensäure und metallisches Eisen. — Glüht man aber ein oxalsaures Salz mit einer Basis, die dabei den Sauerstoff nicht abgibt, so wird die Oxalsäure wie durch Schwefelsäure zersetzt, d. h. in ein entweichendes Gasgemenge aus Kohlensäure und Kohlenoxyd, und das Oxyd bleibt rein zurück, z. B. oxalsaure Talkerde. Oxalsaure Kalkerde dagegen gibt beim schwachen Glühen nur Kohlenoxydgas, weil die Kohlensäure mit der Kalkerde verbunden bleibt.

Die Oxalsäure bildet mit der Kalkerde ein ganz unauflösliches, weifses, pulverförmiges Salz.

Darstellung. Da die Oxalsäure durch Einwirkung von Salpetersäure auf sehr viele Pflanzenstoffe gebildet wird, so kann man sie, aufser durch Abscheidung aus dem Kleesalz, besonders vortheilhaft auch durch Kochen von 1 Theil Zucker oder Stärke mit 8 Theilen Salpetersäure von 1,38 spec. Gew. erhalten, wobei Kohlensäure und Stickoxydgas weggehen,

und Oxalsäure aus der erkaltenden oder nachher durch Abdampfen concentrirten Flüssigkeit herauskrystallisirt.

3. Kohlenoxydgas.

Eigenschaften. Farbloses, geruchloses, in Wasser fast unlösliches Gas, von 0,97269 spec. Gewicht; entzündlich und mit hellblauer Flamme zu Kohlensäure verbrennend. 1 Maafs Kohlenoxydgas nimmt dabei genau ½ Maafs Sauerstoffgas auf und gibt 1 Maafs Kohlensäuregas. Die Kohlensäure kann man also betrachten als eine Verbindung von 1 Maafs Kohlenoxydgas mit ½ Maafs Sauerstoffgas, verdichtet zu 1 Maafs; und im Kohlenoxydgas ist der Kohlenstoff mit halb so viel Sauerstoff als in der Kohlensäure verbunden, d. h. es besteht aus 1 Atom Kohlenstoff und 1 Atom Sauerstoff, $= \dot{C}$, oder 1 Volumen aus ½ Volumen Sauerstoffgas und ½ Volumen Kohlenstoffgas.

Darstellung. Indem man der Kohlensäure die Hälfte ihres Sauerstoffs entzieht, z. B. durch Glühen von Kohle in Kohlensäure, wobei 1 Maafs Kohlensäuregas 2 Maafs Kohlenoxydgas gibt. Ferner durch Glühen von Kreide mit Kohle. — Am besten erhält man es durch Zersetzung der Oxalsäure mit Schwefelsäure, wobei es durch Kalk vom Kohlensäuregas zu trennen ist.

Das Kohlenoxydgas bildet sich stets beim Verbrennen gröfserer Kohlenmassen, und bildet die über denselben erscheinende schwache, bläuliche Flamme.

X. Borsäure.

Eigenschaften. Bildet farblose, glänzende, schuppige Krystalle, von geringem Geschmack, in Wasser schwer löslich. Beim Erhitzen schmilzt sie und bläht sich stark auf, indem sie 43,6 Procent oder 3 Atome chemisch gebundenes Wasser verliert. Die in der Glühhitze geschmolzene wasserfreie Säure ist ein farbloses, durchsichtiges Glas. In Wasserdampf ist die Borsäure flüchtig. Ihre Auflösung in Weingeist brennt mit grüner Flamme.

Darstellung. Man löst 1 Theil Borax (borsaures Natron) in 4 Theilen kochenden Wassers auf und setzt con-

centrirte Chlorwasserstoffsäure im Ueberschufs hinzu. Beim Erkalten scheidet sich die Borsäure in Krystallen ab, die durch Umkrystallisiren aus reinem Wasser gereinigt wird.

Die Borsäure besteht aus 1 Atom Bor und 3 Atomen Sauerstoff, $=$B. Atomgewicht $=$436,20.

Sie ist eine der schwächsten Säuren. In der Glühhitze aber vermag sie selbst starke Säuren auszutreiben und fast alle basischen Oxyde aufzulösen.

XI. Kieselsäure.

Sie findet sich in sehr grofser Menge und allgemein auf der Erde verbreitet, theils in Verbindung mit Basen, theils für sich als Quarz, Sand, Chalcedon, Feuerstein, Opal etc. Krystallisirt als Bergkrystall.

Eigenschaften. Als Bergkrystall ist die Kieselsäure farblos, durchsichtig, sehr hart; die aus Verbindungen abgeschiedene, künstlich dargestellte ist ein weifses, sich rauh anfühlendes, geschmackloses Pulver. Nur im Sauerstoffgasgebläse zum klaren, harten, amorphen Glase schmelzbar. In Wasser und allen Säuren, die Flufssäure ausgenommen, vollkommen unlöslich. Besteht aus 1 Atom Kiesel und 3 Atomen Sauerstoff, $=\dddot{Si}$. Atomgewicht 577,31.

Die Kieselsäure ist eine nur höchst schwache Säure. In Verbindung mit Basen bildet sie eine sehr grofse Klasse von Mineralien, z. B. den Feldspath, Glimmer, Granat; ähnliche, künstliche Verbindungen sind das Glas und Porzellan.

Aus ihren Verbindungen auf nassem Wege abgeschieden, bildet die Kieselsäure, gleich der aus Chlor-, Fluor- und Schwefel-Kiesel durch Wasser-Zersetzung entstandenen, nicht ein Pulver, sondern eine dicke, aufgequollene, durchscheinende Gallerte, und in diesem Zustande ist sie sowohl in Säuren, als auch in reinem Wasser in bedeutender Menge löslich. Hieraus ihr Vorkommen in Quellwassern, besonders in den heifsen Quellen auf Island, und die Bildung des Kieselsinters in denselben erklärlich. Sobald sie aber ausgetrocknet und erhitzt worden ist, hat sie diese Löslichkeit vollständig verloren.

Sauerstoffsäuren mit zusammengesetztem Radical.

Die Anzahl der Sauerstoffsäuren mit zusammengesetztem Radical ist sehr grofs. Sehr viele kommen im Pflanzenreich fertig gebildet vor, und diese pflegt man Pflanzensäuren zu nennen. Andere können, durch Einwirkung namentlich der Salpetersäure und der starken Salzbasen, oder durch Einwirkung einer höheren Temperatur, aus organischen Stoffen gebildet werden. Keine einzige aber läfst sich unmittelbar aus ihren Elementen zusammensetzen. Die Pflanzensäuren bestehen alle aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff, in verschiedenen Verhältnissen mit einander verbunden. Man mufs sie betrachten als Verbindungen von Sauerstoff mit aus Kohlenstoff und Wasserstoff zusammengesetzten Radicalen. — Die Beschreibung dieser Säuren folgt in der organischen Chemie.

Zu den Sauerstoffsäuren mit zusammengesetztem Radical gehören ferner die

Säuren des Cyans.

1. Cyansäure.

Bildung. Die Cyansäure kann nicht unmittelbar aus Cyan und Sauerstoff zusammengesetzt werden. Sie bildet sich aber auf ganz ähnliche Weise wie die Chlorsäure, indem man nämlich Cyangas in eine Auflösung einer starken Basis, z. B. Kali, leitet, wodurch cyansaures Kali und Cyankalium entsteht. Sie bildet sich ferner durch Glühen von Kali in Cyangas, wodurch dieselben Producte erhalten werden. Oder endlich durch Glühen von Cyaneisenkalium mit Mangansuperoxyd, aus welchem Gemenge sich nachher das gebildete cyansaure Kali durch kochenden Alkohol ausziehen und krystallisirt erhalten läfst.

Aus ihren Salzen kann die Cyansäure nicht durch Zersetzung mit anderen stärkeren Säuren dargestellt werden, weil sie sich in dem Augenblick des Freiwerdens mit dem gegenwärtigen Wasser in Kohlensäure und Ammoniak zer-

setzt, welche erstere unter Aufbrausen entweicht, während letzteres mit der zugesetzten Säure verbunden bleibt. Man erhält sie aber durch Destillation der Cyanursäure (s. S. 63.).

Eigenschaften. Nur in wasserhaltigem Zustande bekannt. Farblose, durchdringend und stechend sauer riechende Flüssigkeit. Erzeugt augenblicklich auf der Haut schmerzhafte Blasen. Von höchst geringer Beständigkeit bei gewöhnlicher Temperatur; verwandelt sich, wenige Augenblicke nach ihrer Darstellung, unter freiwilliger Erhitzung und explosionsartigem Aufkochen, in eine weiſse, feste, geschmack- und geruchlose Masse, ohne Veränderung der Zusammensetzung. — Mit Wasser zersetzt sich die Cyansäure unter heftigem Aufbrausen in Kohlensäuregas und kohlensaures Ammoniak.

Die Cyansäure besteht aus:

$$1 \text{ Aequivalent Cyan} = \left\{ \begin{array}{l} 2 \text{ At. Kohlenstoff} \\ 2 \text{ At. Stickstoff} \end{array} \right\} \text{ und}$$

1 Atom Sauerstoff.

Das Gewicht ihres Atoms, $=\dot{\bar{C}}\bar{N}$ oder $\dot{\bar{C}}y$, ist $=429{,}91$.

Die eben beschriebene wasserhaltige Cyansäure besteht aus 1 Atom Cyansäure und 1 Atom Wasser. Die Bestandtheile von 2 Atomen Wasser hinzugerechnet, gibt die Zusammensetzung von 1 Atom kohlensaurem Ammoniak und 1 Atom Kohlensäure.

Die cyansauren Salze enthalten auf 1 Atom Säure 1 At. Basis.

2. Knallsäure.

Bildung. Durch gegenseitige Einwirkung von salpetersaurem Quecksilber- oder Silberoxyd, Salpetersäure und Alkohol.

Eigenschaften. Nur in Verbindung mit Salzbasen bekannt, da sie sich bei der Abscheidung aus ihren Salzen auf ähnliche Weise wie die Cyansäure zersetzt.

Die knallsauren Salze sind ausgezeichnet durch die Eigenschaft, durch Druck, Stoſs oder Erwärmen mit der gröſsten und gefährlichsten Heftigkeit zu explodiren, unter Entwickelung von Stickgas und Kohlenoxydgas.

Die Knallsäure hat genau dieselbe procentische Zusammensetzung wie die Cyansäure, aber es scheint, als ob ihre Salze stets 2 Atome Säure mit 2 At. Basis verbunden enthielten, oder als ob ihr Aequivalent doppelt so grofs wäre, wie das der Cyansäure, und stets 2 Atome Basis aufnähme. Aus ihren Salzen mit leicht reducirbaren Oxyden scheiden stärkere Basen nur die Hälfte des Oxyds ab, indem Salze entstehen, die 2 Basen, von jeder 1 Atom, enthalten.

3. Cyanursäure.

Bildung. Durch wechselseitige Zersetzung von festem Chlorcyan ($= C^6 N^3 Cl^3$) mit siedendem Wasser. Oder durch Zersetzung des Harnstoffs in höherer Temperatur (s. cyansaures Ammoniak).

Eigenschaften. Farblose, glänzende, in Wasser sehr schwerlösliche Krystalle, von schwachem Geschmack. In einem Destillationsgefäfs erhitzt, verwandelt sie sich, ohne Bildung anderer Producte, in wasserhaltige *Cyansäure* und destillirt als solche vollständig über.

Noch unter 100° verliert die krystallisirte Säure 21,5 Proc. Wasser. Die verwitterte besteht dann aus $C^6 N^3 H^3 O^6$. Sie hat also dieselbe Zusammensetzung wie 3 Atome wasserhaltige Cyansäure, in die sie auch bei weiterem Erhitzen umgesetzt wird.

Die verwitterte Säure enthält jedenfalls noch Wasser als solches; es ist wahrscheinlich, dafs aller Wasserstoff darin als basisches Wasser enthalten sei. Die Zusammensetzung der verwitterten Säure ist dann $= \dot{H}^3 + C^6 N^3 O^3$. Diese 3 Wasseratome können durch andere Basen ganz oder zum Theil abgeschieden werden. Die Säure hat also, gleich der Phosphorsäure, 3 Atome Basis aufzunehmen. Das Silbersalz ist $\dot{A}g^3 + C^6 N^3 O^3$, es hat also dieselbe procentische Zusammensetzung wie das cyansaure Silberoxyd $= \dot{A}g + C^2 N O$.

4. Cyamelid.

So hat man vorläufig die weifse Substanz genannt, in welche sich die flüssige, wasserhaltige Cyansäure von selbst

verwandelt. — Weifser, in Wasser unlöslicher, geschmackloser, nicht krystallisirbarer Körper, hat dieselbe procentische Zusammensetzung, wie die wasserhaltige Cyansäure, in die er auch wieder beim Erhitzen verwandelt wird.

II. Sulfide.

Sulfide nennt man solche Schwefelverbindungen, welche sich analog den Sauerstoffsäuren verhalten und sich mit basischen Schwefelmetallen, d. h. mit den Schwefelverbindungen derjenigen Metalle vereinigen können, deren entsprechende Oxyde Basen sind. Unter den Metalloïden sind es hauptsächlich Wasserstoff, Kohlenstoff, Phosphor, Arsenik und Antimon, von denen bis jetzt Sulfide genau bekannt sind. Bei den Metallen sind in der Regel alle diejenigen Schwefelverbindungen Sulfide, die den Sauerstoffsäuren derselben Metalle proportional zusammengesetzt sind.

In ihren Verbindungen mit den basischen Schwefelmetallen befolgen die Sulfide dieselben Gesetze, wie die Sauerstoffsäuren.

1. Wasserstoffsulfid (Schwefelwasserstoff).

Bildung. Die Vereinigung zwischen Schwefel und Wasserstoff läfst sich nur unvollkommen auf unmittelbarem Wege bewerkstelligen; sie geht aber leicht dadurch vor sich, dafs beide Körper in dem Augenblick, wo sie aus anderen Verbindungen frei werden, mit einander in Berührung kommen; z. B. bei der Auflösung von Schwefeleisen in verdünnter Schwefelsäure.

Eigenschaften. Das Wasserstoffsulfid ist ein farbloses Gas, ausgezeichnet durch einen höchst stinkenden, faulen Eiern ähnlichen Geruch; beim Einathmen wirkt es giftig; es ist brennbar und läfst sich schon durch glimmende Kohle entflammen; blankes Silber und Kupfer werden dadurch geschwärzt. Spec. Gewicht 1,1912. Durch einen sehr starken Druck wird es zu einer farblosen, sehr dünnen Flüssigkeit condensirt, die bei Aufhebung des Drucks unter Explosion wieder gasförmig wird.

Wasser absorbirt, je nach der Temperatur, 2 bis 3 Maafs Schwefelwasserstoffgas, und nimmt dadurch seinen Geruch und Geschmack an. Durch Einwirkung der Luft wird es milchig von abgesetztem Schwefel. Eben so wirken salpetrige und schweflige Säure und Chlor. Durch Kochen entweicht wieder der ganze Gasgehalt. Die sogenannten Schwefelwasser oder hepatischen Mineralwasser sind natürlich vorkommende Auflösungen von Schwefelwasserstoff in Wasser.

Metalle, z. B. Zinn, in Schwefelwasserstoffgas geschmolzen, entziehen ihm den ganzen Schwefelgehalt, mit Zurücklassung eines unveränderten Volumens reinen Wasserstoffgases.

Seine Zusammensetzung ist analog der des Wassers; es besteht aus 1 Volumen Wasserstoffgas und $\frac{1}{2}$ Volumen Schwefelgas, verdichtet zu 1 Volumen, oder aus 1 Aequiv. Wasserstoff und 1 Atom Schwefel. In 100 Theilen enthält es 94,16 Theile Schwefel und 5,84 Theile Wasserstoff. Sein Atom, $= HS$ oder $\acute{H}$ *), wiegt 213,65.

Mit den meisten Metalloxyden zersetzt es sich und bildet damit Wasser und Schwefelmetalle. Aber mit den Schwefelverbindungen der Alkalimetalle verbindet es sich, und bildet damit Salze, worin Basis und Sulfid gleiche Mengen Schwefel enthalten.

Da viele der durch Schwefelwasserstoff gebildeten Schwefelmetalle in Wasser unauflöslich und gefärbt sind, so bietet dieses Gas eins der wichtigsten Mittel zur Erkennung und Scheidung der Metalle dar.

Wasserstoffbisulfuret. Zersetzt man eine Auflösung vom höchsten Schwefelcalcium (erhalten durch Kochen von Schwefel mit gelöschtem Kalk und Wasser) durch Zumischung zu Chlorwasserstoffsäure, so scheidet sich ein zu Boden sinkender, gelber, ölartiger Körper ab, der eine Verbindung von Wasserstoff mit doppelt Schwefel ist, als das Wasserstoffsulfid enthält. Selbst in verschlossenen Gefäfsen zersetzt sie sich bald in Schwefelwasserstoffgas und krystalli-

---

*) Ein Komma über einem Atomzeichen bedeutet ein Schwefelatom.

sirten Schwefel, daher sie sich gut zur Condensation des Schwefelwasserstoffgases eignet.

2. Kohlensulfid (Schwefelkohlenstoff).

Bildung. Entsteht nicht bei dem Siedepunkt des Schwefels, also nicht, wenn man Schwefel und Kohle zusammendestillirt; entsteht aber bei Glühhitze, wenn man Schwefel in Gasform über glühende Kohle leitet.

Eigenschaften. Farblose, sehr dünne, stark lichtbrechende Flüssigkeit, von eigenthümlichem, widrigem Schwefelgeruch; von 1,272 spec. Gewicht, also in Wasser untersinkend, darin unlöslich. Höchst flüchtig, siedet schon bei $+46°,6$. Leicht entzündlich, mit blauer Flamme zu Kohlensäure und schwefliger Säure verbrennend.

Metalle, in seinem Gas geglüht, verwandeln sich in Schwefelmetalle, gemengt mit Kohle.

Das Kohlensulfid hat eine analoge Zusammensetzung wie die Kohlensäure, es besteht aus 1 Atom Kohlenstoff und 2 Atomen Schwefel, $= \overset{''}{C}$. Sein Atomgewicht ist 477,46. In seinen Salzen enthält die Basis halb so viel Schwefel, als das Sulfid.

Mit den starken Sauerstoffbasen zersetzt es sich theilweise unter gleichzeitiger Bildung eines kohlensauren und eines Kohlensulfid-Salzes.

Der Schwefelkohlenstoff ist ein Auflösungsmittel für den Schwefel, woraus dieser in regelmäfsigen *Krystallen* zu erhalten ist.

3. Phosphorsulfide.

Der Phosphor bildet mit dem Schwefel 4 bestimmte Verbindungen, die seinen 4 Oxydationsstufen analog zusammengesetzt sind, und wovon 3 Eigenschaften von Sulfiden haben. Sie entstehen durch unmittelbare Vereinigung, sind aber schwer getrennt zu erhalten. Phosphor und Schwefel schmelzen leicht zusammen. Erhitzt man die Masse über 100°, so bildet sich unter äufserst heftiger Feuererscheinung und gewaltsamer Explosion das Phosphorsulfid, $= PS^5$. Es ist blafsgelb, sublimirbar. Das Phosphorsulfuret, $= P^2S$, ist schon bei 0° flüssig.

4. Arseniksulfide.

a) ***Arseniksulfid***, $\overset{'''''}{As}$, oder das der Arseniksäure entsprechende Schwefelarsenik, entsteht, jedoch nur sehr langsam, durch Zersetzung der ersteren mit Schwefelwasserstoff. Es ist ein, dem folgenden ähnliches, aber blasser gelbes Pulver.

b) ***Arseniges Sulfid***, $\overset{'''}{As}$, gelbes Schwefelarsenik (Auripigment, Operment, Rauschgelb). Das natürliche bildet blättrige, sehr spaltbare, glänzende, durchscheinende Massen von schön gelber Farbe. Wird im Grofsen erhalten durch Zusammenschmelzen von Schwefel mit arseniger Säure, enthält aber dann stets von letzterer eingeschmolzen. Rein erhält man es durch Fällung einer mit Chlorwasserstoffsäure vermischten Auflösung von arseniger Säure in Wasser durch Schwefelwasserstoff. Ohne Säurezusatz färbt sich die Lösung gelb, ohne Niederschlag. Es ist ein schön citrongelbes Pulver, leicht schmelzbar und sublimirbar. Verbrennt, gleich dem vorhergehenden, beim Erhitzen an der Luft mit Flamme. Gibt beim Erhitzen mit Cyankalium und kohlensaurem Natron oder mit diesem und Kohle ein Sublimat von metallglänzendem Arsenik. Wird als gelbe Farbe gebraucht.

c) ***Unterarseniges Sulfid***, $\overset{''}{As}$, rothes Schwefelarsenik (Realgar). Findet sich als Mineral krystallisirt in gelbrothen, durchscheinenden Krystallen. Das aus den Bestandtheilen durch Zusammenschmelzen künstlich dargestellte bildet eine dunkelrothe, durchscheinende, glasige Masse von glänzendem, muschligem Bruch. Leicht schmelzbar und flüchtig. Wird im Grofsen erhalten durch Destillation von Arsenikeisen mit Schwefelkies. Wird als Farbe und zur Mischung des Weifsfeuers (für Feuerwerke und Signalfeuer) gebraucht.

Die drei Arseniksulfide sind leicht löslich in den Lösungen sowohl der Schwefel- als der starken Sauerstoffbasen, in letzterem Falle unter gleichzeitiger Bildung von arsenigsaurem Salz. Durch Säuren werden sie wieder gefällt.

5. Antimonsulfide.

a) Antimonsulfid, $\overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{Sb}$ (Goldschwefel oder Sulphur auratum der Pharmacie). Es wird nicht durch Einwirkung von Schwefelwasserstoff auf wasserhaltige Antimonsäure gebildet. Es entsteht durch Zusammenschmelzen des folgenden mit Schwefel und einer Schwefelbase, mit welcher es dann verbunden bleibt (s. Natrium-Sulfantimoniat). Durch eine andere Säure aus der Auflösung dieses Schwefelsalzes gefällt, bildet es ein pomeranzengelbes Pulver. Beim Erhitzen zerfällt es in Schwefel und antimoniges Sulfid.

b) Antimoniges Sulfid, $\overset{\prime\prime\prime}{Sb}$. Es bildet das als Mineral vorkommende *Grauspiefsglanzerz* und das daraus ausgeschmolzene *rohe Spiefsglanz* (Antimonium crudum). Es kann durch unmittelbare Zusammenschmelzung der Bestandtheile erhalten werden. Bleigraue, stark glänzende Krystalle oder grofsstrahlig krystallinische Masse; spröde, leicht schmelzbar, in stärkerer Hitze flüchtig. Verliert beim Schmelzen in Wasserstoffgas allen Schwefel.

Im amorphen Zustande ist dieses Sulfid ein gelbrothes Pulver, welches beim Erhitzen krystallinisch und dadurch schwarz wird. Es entsteht als ein lebhaft gelbrother Niederschlag, durch Einwirkung von Schwefelwasserstoffgas auf antimonige Säure, besonders in ihrer Auflösung in Chlorwasserstoffsäure.

Das antimonige Sulfid läfst sich mit der antimonigen Säure zusammenschmelzen. Eine Masse der Art, bekannt unter dem Namen *Spiefsglanzglas*, erhält man durch unvollständiges Rösten von Schwefelantimon und nachheriges Zusammenschmelzen der oxydirten Masse. Es ist eine dunkelroth durchscheinende, glasige Substanz. Das *Rothspiefsglanzerz*, ein in rothen Krystallen vorkommendes Mineral, besteht aus $\dddot{Sb} + 2\overset{\prime\prime\prime}{Sb}$.

Selen und *Tellur* bilden, analog dem Schwefel, *Selenide* und *Telluride*, die sich mit basischen Selen- und Tel-

lur-Metallen verbinden. Bis jetzt sind nur das Wasserstoffselenid und das Wasserstofftellurid bekannt. Beide sind farblose, dem Wasserstoffsulfid selbst im Geruch sehr ähnliche, höchst giftige Gase. Sie werden auf ähnliche Weise erhalten wie letzteres. Sie sind in Wasser löslich; an der Luft scheiden sich aus dieser Lösung Selen und Tellur, ersteres als rothes, letzteres als graues Pulver ab.

III. Wasserstoffsäuren.

Chlor, Brom, Jod und Fluor machen unter den einfachen Stoffen eine ganz eigene Klasse von sehr ähnlichen Körpern aus. Obgleich zusammengesetzt, mufs auch das Cyan, wegen seines ähnlichen Verhaltens, dazu gerechnet werden.

Diese Körper haben alle zu dem Wasserstoff grofse Affinität; die aus der Vereinigung mit demselben entspringenden Verbindungen sind durch dieselben Eigenschaften charakterisirt, wie die Sauerstoffsäuren, und würden durch ihren völlig gleichen Geschmack und ihre Wirkung auf Pflanzenfarben von jenen nicht zu unterscheiden sein. Daher ihr Name *Wasserstoffsäuren.*

Allein zu den basischen Oxyden verhalten sie sich anders. Sie verbinden sich nicht mit ihnen, sondern sie zersetzen sich damit, und zwar stets auf eine solche Weise, dafs der Wasserstoff der Säure mit dem Sauerstoff des Oxyds Wasser, und das Radical der Säure mit dem Metalle des Oxyds ein Salz bildet. So z. B. giebt Chlorwasserstoffsäure mit Natriumoxyd Wasser und Chlornatrium (Kochsalz).

In Beziehung auf diese Eigenschaft, mit den basenbildenden Metallen Verbindungen hervorzubringen, welche in ihren Eigenschaften von den Sauerstoffsalzen nicht unterschieden sind, also Salze zu bilden, welche keinen Sauerstoff enthalten und nur aus zwei Elementen bestehen, hat man die eben genannten Körper *Salzbilder* (Corpora halogenia), und ihre Verbindungen mit den basenbildenden Metallen *Haloïdsalze* genannt.

Unter den Wasserstoffsäuren gibt es nicht, wie bei den Sauerstoffsäuren, mehrere Säurestufen von einem und dem-

selben Radical. Jedes Radical bildet nur eine Wasserstoffsäure. Sie enthalten alle auf 1 Aequivalent Radical 1 Aeq. Wasserstoff. Die Wasserstoffsäuren sind Säuren mit einfachem, oder Säuren mit zusammengesetztem Radical.

1. Chlorwasserstoffsäure.

Darstellung. Wie schon Seite 19. erwähnt wurde, ist die Chlorwasserstoffsäure ein Gas, welches durch unmittelbare Vereinigung seiner Elemente entstehen kann. Gewöhnlich aber wird sie aus dem Kochsalz, einer Verbindung von Chlor mit dem Metalle Natrium, bereitet, und zwar dadurch, dafs man es in einem Gasentwickelungs-Apparat mit concentrirter Schwefelsäure übergiefst. Der Wassergehalt der Schwefelsäure liefert hierbei dem Chlor im Salz den Wasserstoff, und das Salz wird in schwefelsaures Natriumoxyd (Glaubersalz) verwandelt. Das sich entwickelnde Gas wird über Quecksilber aufgefangen, wenn man es als Gas haben will, oder in Wasser geleitet, wenn man flüssige Chlorwasserstoffsäure zu bereiten beabsichtigt.

Eigenschaften. Das Chlorwasserstoffsäuregas ist farblos, raucht stark in der Luft, besitzt einen sehr stechenden, erstickenden Geruch, und läfst sich durch einen sehr starken Druck zu einer farblosen Flüssigkeit verdichten. Sein spec. Gewicht ist 1,254.

Basische Metalloxyde in dieses Gas gebracht, absorbiren dasselbe vollständig, und es bildet sich Wasser und ein festes Chlormetall (Haloïdsalz). In einigen Fällen ist diese Vereinigung mit Feuererscheinung verbunden. — Werden solche Metalle, die das Wasser zersetzen können, in diesem Gase erhitzt, so zersetzen sie dasselbe, indem sie ihm das Chlor entziehen und $\frac{1}{2}$ Volumen reines Wasserstoffgas zurücklassen.

Das Chlorwasserstoffgas besteht aus:

	Spec. Gew.		In 100 Gewichtstheilen.
$\frac{1}{2}$ Volumen Chlorgas	1,2201	—	97,76
$\frac{1}{2}$ Volumen Wasserstoffgas	0,0344	—	2,24
1 Vol. Chlorwasserstoffgas	1,2545	—	100,00.

Oder es enthält 1 Aequivalent von jedem Bestandtheil, = H Cl (vergl. S. 19.).

Flüssige Chlorwasserstoffsäure. Das Chlorwasserstoffsäuregas wird in großer Menge und mit außerordentlicher Schnelligkeit vom Wasser absorbirt. 1 Volumen Wasser kann bei niedriger Temperatur 464 Volumen Gas aufnehmen, und dieß geschieht unter starker Erhitzung. Die hierdurch entstehende Flüssigkeit ist höchst sauer und ätzend, und bekannt unter dem Namen *Salzsäure.* Sie ist für den Chemiker und für mehrere technische Endzwecke eine der wichtigsten Säuren, und wird in großer Menge fabricirt.

Die reine und mit Gas völlig gesättigte Salzsäure ist farblos, raucht an der Luft, riecht sehr stechend, schmeckt höchst sauer und wirkt ätzend, hat 1,19 spec. Gewicht, kocht sehr leicht unter Entwickelung von Chlorwasserstoffsäuregas, wobei sie also verdünnt wird, und sich ihr Kochpunkt erhöht, bis zu dem Punkt, wo das Wasser kein Gas mehr entweichen läßt und sich mit der Säure verflüchtigt. — Die verdünnte Säure raucht nicht an der Luft. Die im Handel vorkommende Säure ist durch verunreinigende Stoffe gewöhnlich gelb gefärbt.

Zu den basischen Metalloxyden und ihren Metallen verhält sich die flüssige Säure wie das Gas. Sie lösen sich darin auf, wenn das sich bildende Chlormetall in Wasser löslich ist; die Oxyde ohne Gasentwickelung, die Metalle unter Entwickelung von Wasserstoffgas. Die Erscheinungen hierbei sind ganz dieselben, wie die Auflösung eines Oxyds oder Metalles in verdünnter Schwefelsäure, wiewohl der innere Vorgang ein anderer ist.

Das *Königswasser*, welches vorzüglich zur Auflösung des Goldes und Platins dient, ist ein Gemenge von 1 Th. Salpetersäure mit 4 Th. Chlorwasserstoffsäure, welches seine auflösende Eigenschaft einer darin gebildeten Verbindung einer Säurestufe des Chlors mit einer Oxydationsstufe des Stickstoffs verdankt.

2. Brom- und Jod-Wasserstoffsäure.

Brom verbindet sich nur schwierig, und Jod gar nicht unmittelbar mit Wasserstoff. Auch können diese beiden

Wasserstoffsäuren nicht wohl dadurch dargestellt werden, dafs man Brom- oder Jod-Natrium mit Schwefelsäure zersetzt, weil sich ein Theil der Schwefelsäure mit der entstehenden Wasserstoffsäure, wie es namentlich bei der Jodwasserstoffsäure der Fall ist, in schweflige Säure, Wasser, und Brom oder Jod zersetzt. — Am besten erhält man Brom- oder Jod-Wasserstoffsäuregas durch Befeuchten von Brom- oder Jod-Phosphor mit Wasser, wobei dieses zersetzt wird. Die flüssige Jodwasserstoffsäure erhält man, wenn man Schwefelwasserstoffgas in ein Gemisch von Jod und Wasser leitet, wobei das Jod den Wasserstoff des Gases aufnimmt und der Schwefel abgeschieden wird.

Beide Gase haben mit dem Chlorwasserstoffsäuregas die gröfste Aehnlichkeit. Sie haben denselben erstickenden Geruch, rauchen an der Luft, und werden in grofser Menge von Wasser absorbirt, womit sie saure Flüssigkeiten bilden, ganz ähnlich der Salzsäure. Das Jodwasserstoffsäuregas hat 4,44 spec. Gewicht, ist also eins der schwersten Gase, und enthält in 100 Gewichtstheilen nur 0,784 Wasserstoff.

Beide Gase haben die Eigenschaft, sich mit Phosphorwasserstoffgas zu einem festen, in farblosen Würfeln krystallisirenden, flüchtigen Körper zu verdichten, der sich in Berührung mit Wasser augenblicklich wieder in seine beiden Bestandtheile zersetzt.

3. Fluorwasserstoffsäure.

Darstellung. Durch Destillation von fein gepulvertem Flufsspath (Fluorcalcium) mit concentrirter Schwefelsäure in einer Platinretorte. Die verdünnte Säure kann auch in einem Destillationsapparate von Blei bereitet werden. Das Fluorcalcium wird dabei in schwefelsaure Kalkerde umgeändert.

Eigenschaften. Die Fluorwasserstoffsäure (oder Flufssäure) ist eine wasserhelle, rauchende, sehr flüchtige Flüssigkeit, von stechend saurem Geruch; sie zieht auf der Haut schmerzhafte und gefährliche Blasen, und ihr Dampf wirkt beim Einathmen sehr nachtheilig.

Die Flufssäure ist vor allen anderen Säuren dadurch ausgezeichnet, dafs sie in Glas ätzt, und das Glas, und selbst

die reine Kieselsäure, unter starker Erhitzung auflöst, was in der grofsen Verwandtschaft zwischen Fluor und Kiesel seinen Grund hat. Daher ihre Anwendung zum Aetzen von Schrift und Zeichnungen in Glas, und zur Analyse kieselsäurehaltiger Mineralien, und daher die Nothwendigkeit, sie in Gefäfsen von Gold oder Platin aufzubewahren.

Zu Metallen und Oxyden verhält sie sich wie die Chlorwasserstoffsäure. Mit Wasser ist sie nach allen Verhältnissen mischbar, erhitzt sich aber dabei bis zum Sieden. Ihr Aequivalent ist $=HF$.

1771 von Scheele entdeckt.

Kieselfluorwasserstoffsäure. Fluorkieselgas, in Wasser geleitet, zersetzt sich mit demselben in sich abscheidende gallertartige Kieselsäure und in Fluorwasserstoffsäure. Letztere aber tritt mit einem Antheil unzersetzten Fluorkiesels in Verbindung, und bildet damit eine schwach rauchende, sehr saure Flüssigkeit, die Kieselfluorwasserstoffsäure, $=3HF+2SiF^3$. Sie bildet sich ebenfalls, wenn man Kieselsäure (z. B. Bergkrystall) in nicht zu concentrirter Flufssäure auflöst.

Die Kieselfluorwasserstoffsäure zersetzt sich mit den basischen Oxyden auf die Weise, dafs sich Wasser und Doppelsalze von Fluorkiesel mit Fluormetallen bilden.

4. Cyanwasserstoffsäure.

Darstellung. Durch Zersetzung von Cyanmetallen mit anderen Säuren, z. B. durch Destillation von Cyanquecksilber mit Chlorwasserstoffsäure.

Eigenschaften. Die Cyanwasserstoffsäure, bekannt unter dem gewöhnlicheren Namen *Blausäure,* ist eine wasserhelle Flüssigkeit, von eigenthümlichem, starkem, bittermandelartigem Geruch und Geschmack. Ihr spec. Gewicht ist 0,7; sie siedet schon bei +26°,5. Bei —15° erstarrt sie krystallinisch. Mit Wasser nach allen Verhältnissen mischbar. Höchst giftig.

Diese Säure zersetzt sich in kurzer Zeit von selbst, unter Absetzung einer dunkelbraunen Substanz und Bildung anderer Producte. Die geringste Beimischung einer andern

Säure verhindert diese Zersetzung. Ihr Dampf ist entzündlich und verbrennt zu Wasser und einem Gasgemenge aus 2 Volumen Kohlensäuregas und 1 Volumen Stickgas. Dieselbe Zersetzung geschieht durch glühendes Kupferoxyd.

Die Cyanwasserstoffsäure besteht aus 1 Aequiv. Cyan ($= C^2 N$) und 1 Aequiv. Wasserstoff.

Sie bildet mit Metalloxyden Cyanmetalle und Wasser; mit Chlor Chlorwasserstoffsäure und Chlorcyan (vgl. S. 29.).

5. Schwefelcyanwasserstoffsäure. +)

Eigenschaften. Farblose, flüchtige, der Essigsäure ähnlich riechende Flüssigkeit. Zersetzt sich leicht von selbst, unter Absetzung einer gelben Schwefelcyan-Verbindung. Ausgezeichnet durch die Eigenschaft, die aufgelösten Eisenoxydsalze tief roth zu färben; kann daher zur Entdeckung sehr geringer Spuren von Eisen dienen.

Bildung. Zweifach Schwefelkalium, in Cyangas geglüht, wird in Schwefelcyankalium verwandelt. Dasselbe Salz entsteht durch Erhitzen von Cyaneisenkalium mit Schwefel. Es ist farblos, krystallisirbar, und liefert bei der Destillation mit anderen Säuren die Schwefelcyanwasserstoffsäure $= H + C^2 N S^2$.

+ Rhodansäure.

METALLE.

Die 42 einfachen Stoffe, welche man Metalle nennt, sind sowohl durch gewisse allgemeine äufsere Eigenschaften, als besonders durch die Natur ihrer Verbindungen von den Metalloïden unterschieden; indessen gibt es zwischen beiden Klassen von Körpern keine recht scharfe Grenze, und namentlich von den äufseren Eigenschaften findet man mehrere der als charakteristisch angenommenen auch bei Metalloïden.

Alle Metalle haben einen eigenthümlichen Glanz (Metallglanz), sie sind undurchsichtig, und sind vollkommene Leiter für Electricität und Wärme.

Viele kennt man in krystallisirtem Zustande, und ohne Zweifel sind sie alle krystallisirbar. Die Grundform aller ist der Würfel. Sie sind alle schmelzbar, erfordern aber dazu sehr verschiedene Temperaturgrade (Quecksilber, Platin); manche sind auch flüchtig (Quecksilber, Zink).

Ihr specifisches Gewicht ist sehr verschieden; z. B. das vom Iridium 23, das vom Golde 19, das vom Silber 10, vom Eisen 7, vom Kalium, welches auf Wasser schwimmt, 0,8.

Die Metalle sind theils geschmeidig und dehnbar (hämmerbar, walzbar), theils spröde, brüchig. Die geschmeidigen sind zugleich zähe, daher in Draht ziehbar. Nur wenige Metalle haben bedeutende Härte.

Mit Sauerstoff, Schwefel und Chlor verbinden sich alle Metalle; es ist wahrscheinlich, dafs sie sich auch mit allen übrigen Metalloïden, den Wasserstoff vielleicht ausgenommen, verbinden können; aber bis jetzt sind viele dieser Verbindungen noch nicht dargestellt, erst von wenigen Metallen sind Verbindungen mit Stickstoff, Kohlenstoff, Kiesel und Bor bekannt. Mit dem Wasserstoff verbindet sich kein einziges Metall. Viele können sich auch unter einander verbinden.

Metalloxyde. Die Bildung der Metalloxyde kann auf mehrfache Weise geschehen; sie richtet sich nach dem Ver-

wandtschaftsgrade der einzelnen Metalle zum Sauerstoff und nach der Natur des entstehenden Oxyds. Die Oxydation kann bewirkt werden durch Glühen oder Schmelzen der Metalle in der Luft oder reinem Sauerstoffgas (Eisen, Blei, Zink); durch Wasserzersetzung bei gewöhnlicher Temperatur (Kalium); durch Glühen in Wasserdämpfen (Eisen); durch Auflösen in verdünnter Schwefelsäure, oder Wasserzersetzung bei Gegenwart einer Säure (Eisen, Zink); durch Salpetersäure, unter Bildung von Stickoxydgas (Kupfer, Zinn); durch Erhitzen mit Salpeter (salpetersaurem Kaliumoxyd); durch heifse concentrirte Schwefelsäure, unter Bildung von schwefliger Säure.

Die Eigenschaften der einzelnen Metalloxyde sind so sehr verschieden, dafs wenig Allgemeines darüber anzugeben ist. Sie sind alle feste Körper, die meisten in Wasser unlöslich.

Von manchen Metallen kennt man nur eine einzige Oxydationsstufe; die meisten haben 2, andere 3, und noch andere selbst 4 und 5. Es gibt mehrere, welche alle Oxydarten bilden können, nämlich basische Oxyde, Superoxyde und Säuren, so z. B. Mangan. Die meisten Metalle bilden jedoch vorzugsweise basische Oxyde.

Allen oxydirten Metallen kann man den Sauerstoff wieder entziehen, aber hinsichtlich der Leichtigkeit und der Art, womit diefs möglich ist, verhalten sie sich sehr verschieden. Diese Sauerstoff-Entziehung oder Wiederherstellung eines Metalles in metallischen Zustand nennt man *Reduction, Reduciren,* welcher Ausdruck jedoch auch im Allgemeinen für die Wiederherstellung der Metalle auch aus anderen Verbindungen zu brauchen ist.

Die Oxyde gewisser Metalle lassen sich schon durch blofses Erhitzen reduciren oder in Sauerstoffgas und Metall zerlegen; z. B. die von Platin, Gold, Silber, Quecksilber. Man nennt sie auch *edle* Metalle, weil sie, das Quecksilber ausgenommen, zugleich die Eigenschaft haben, sich nicht durch Glühen oder Schmelzen in der Luft zu oxydiren (nicht anzulaufen oder ihren Glanz zu verlieren). Die Oxyde der meisten übrigen Metalle dagegen, die der *unedlen*, verlieren

selbst in den höchsten Hitzgraden ihren Sauerstoff nicht. Gewisse von diesen sind überhaupt gar nicht unmittelbar reducirbar, andere können dadurch reducirt werden, dafs man sie in Berührung mit einem Körper erhitzt, welcher zum Sauerstoff gröfsere Anziehung hat, als das im Oxyd enthaltene Metall. Solche Körper sind vorzüglich der *Wasserstoff* und die *Kohle.* Bei Reduction mit ersterem werden die in Röhren gelegten Metalloxyde in dem darüber geleiteten Gasstrom geglüht; bei Reductionen mit Kohle wird das mit Kohlenpulver gemengte und gewöhnlich mit einem Flufsmittel (Glas, Borax, Pottasche) bedeckte Oxyd in einem verschlossenen *Tiegel*, oder, bei flüchtigen Metallen, in einem retortenartigen, feuerfesten Gefäfse, einem mehr oder weniger starken Ofen- oder Gebläse-Feuer ausgesetzt. Die Menge der zuzusetzenden Kohle richtet sich nach dem Sauerstoffgehalt des Oxydes, so dafs sie damit gerade Kohlenoxyd oder Kohlensäuregas bilden kann. — Höhere Oxydationsstufen, selbst von unedlen Metallen, verlieren indessen in der Regel schon durch blofses Glühen für sich einen Antheil ihres Sauerstoffs und verwandeln sich in eine niedrigere Stufe, so besonders alle Superoxyde.

Auch ohne Einwirkung von Wärme können viele Metalloxyde reducirt werden, namentlich aus ihren Auflösungen in Säuren durch hineingestellte oxydirbarere Metalle, so z. B. schlägt sich auf Eisen in einer Kupferoxyd-Auflösung metallisches Kupfer, auf Kupfer in einer Silberoxyd-Auflösung metallisches Silber, auf Zink in einer Bleioxyd-Auflösung metallisches Blei nieder u. s. w. Eben so wirkt ein galvanischer Strom.

Schwefelmetalle. Die meisten Metalle lassen sich unmittelbar durch Zusammenschmelzen mit Schwefel vereinigen, welche Vereinigung, wie beim Sauerstoff, gewöhnlich von einer Feuererscheinung begleitet ist. Viele Schwefelmetalle können auch dadurch gebildet werden, dafs man die Oxyde dieser Metalle mit Schwefelwasserstoffgas in Berührung bringt, oder dafs man dieses Gas in die Auflösungen ihrer Salze leitet, oder dafs man die Oxyde in diesem Gas, oder auch in Schwefelkohlenstoffgas glüht, oder dafs

man sie mit Schwefel zusammen erhitzt, oder endlich, daſs man schwefelsaure Metallsalze mit Kohle glüht.

Die meisten Schwefelmetalle besitzen vollkommenen Metallglanz und sind Leiter der Electricität. In der Regel hat jedes Metall eben so viele proportionale Schwefelungsstufen als Oxyde. Aehnlich den Oxyden sind die Schwefelmetalle entweder Basen oder Säuren (Sulfide), die sich unter einander verbinden können. Die Schwefelbasen entstehen durch Zersetzung der Sauerstoffbasen mit Schwefelwasserstoffgas, und die Metall-Sulfide durch Zersetzung der Metall-Sauerstoffsäuren mit Schwefelwasserstoff.

Die Schwefelmetalle können auf analoge Weise reducirt werden, wie die Oxyde; nur wenige lassen sich durch bloſses Erhitzen in Schwefel und Metall zerlegen, z. B. Schwefelgold. Schwefelquecksilber (Zinnober) dagegen nicht; destillirt man es aber mit Eisen, so erhält man Schwefeleisen und metallisches Quecksilber. Durch Glühen in der Luft (Rösten) verwandeln sich die Schwefelmetalle in der Regel in Oxyde, indem ihr Schwefel zu schwefliger Säure verbrennt. Manche aber verwandeln sich dabei in schwefelsaure Metalloxyde.

Selen und *Tellur* verhalten sich zu den Metallen ganz ähnlich wie der Schwefel.

Phosphormetalle. Nur wenige davon sind näher bekannt. Man erhält sie durch unmittelbare Vereinigung, oder indem man die aus den Knochen erhaltene glasige Phosphorsäure (vergl. S. 46.) mit dem Metall und Kohle zusammenschmilzt.

Arsenik und *Antimon* vereinigen sich mit vielen Metallen unter Feuererscheinung. Die Verbindungen damit haben Metallglanz.

Chlormetalle. Das Chlor vereinigt sich schon bei gewöhnlicher Temperatur mit den meisten Metallen, und mit vielen unter Feuerentwickelung. Die Chlormetalle stellt man auſserdem auf mehrfache Weise dar: durch Auflösung der wasserzersetzenden Metalle in Chlorwasserstoffsäure (Eisen, Zink), durch Auflösung der Metalle in Königswasser. Aus vielen Oxyden wird in der Glühhitze der Sauerstoff

durch Chlorgas ausgetrieben, unter Bildung von Chlormetall; aus anderen Oxyden erst, wenn man sie, mit Kohlenpulver gemengt, in Chlorgas glüht, unter Bildung von Chlormetall und Kohlenoxydgas; die meisten Oxyde verwandeln sich mit Chlorwasserstoffsäure, sowohl der flüssigen als gasförmigen, in Chlormetalle und Wasser (vergl. S. 70.).

Die meisten Chlormetalle sind feste, krystallisirbare, in Wasser lösliche Körper; mehrere sind sehr flüchtige Flüssigkeiten.

Ein Metall verbindet sich in der Regel in eben so vielen Verhältnissen mit Chlor, als es Oxydationsstufen hat. Immer entspricht wenigstens eine Chlorverbindung einem Oxyd desselben Metalles. Indem sich die Oxyde mit Chlorwasserstoffsäure in Chlormetalle und Wasser zersetzen, wird für jedes Atom Sauerstoff im Oxyd 1 Aequivalent Chlorwasserstoffsäure zersetzt, weil jedes Atom Sauerstoff 1 Aequivalent Wasserstoff braucht, um Wasser zu bilden. — Oder mit anderen Worten, die Quantität Wasserstoff, welche mit dem Sauerstoff eines Oxyds Wasser bildet, reicht gerade hin, um mit dem Chlor in dem entsprechenden Chlormetall Chlorwasserstoff hervorzubringen. Hieraus geht auch hervor, dafs man die in Wasser aufgelösten Chlormetalle als chlorwasserstoffsaure Metalloxyde betrachten könnte.

Hat ein höheres Oxyd, z. B. ein Superoxyd, keine ihm entsprechende Chlorverbindung, und es zersetzt sich mit Chlorwasserstoffsäure, so bildet sich Wasser und ein niedrigeres, z. B. dem Oxydul entsprechendes Chlormetall, und es wird so viel Chlor frei, als das Metall mehr aufgenommen haben würde, wenn es ein dem angewandten Superoxyd entsprechendes Chlormetall hätte bilden können. Hierauf gründet sich die Darstellung des Chlorgases aus Salzsäure und Braunstein (vergl. S. 8.).

Diejenigen Chlormetalle, welche den basischen Oxyden entsprechen, betrachtet man als Salze. Das dem Oxydul eines Metalles proportionale Salz wird *Chlorür*, und das dem Oxyd proportionale *Chlorid* genannt. Die den Säuren entsprechenden Verbindungsstufen nennt man *Superchlorür* und *Superchlorid;* z. B. Manganchlorür, Manganchlorid, Mangan-

superchlorid. — Oefters können sich die Chlormetalle unter einander zu Doppelsalzen verbinden, so wie sie auch mit Oxyden Verbindungen eingehen können (basische Chlormetalle).

Die meisten Chlormetalle sind schmelzbar und in stärkerem Feuer flüchtig. Nur wenige werden, ähnlich den Oxyden der edlen Metalle, durch Wärme in Metall und Chlorgas zersetzt, z. B. Chlorgold, Chlorplatin. Kein Chlormetall ist durch Glühen oder Schmelzen mit Kohle reducirbar. Viele werden aber durch Erhitzen in Wasserstoffgas, oder durch Erhitzen mit anderen Metallen reducirt.

Alles, was die Bildungsweise, Zusammensetzung und Zersetzung der Chlormetalle betrifft, gilt im Allgemeinen auch für die ***Brom-***, ***Jod-*** und ***Fluor-Metalle.*** Aus den Brom- und Jod-Metallen wird das Brom und Jod durch Chlor ausgetrieben, unter Bildung von Chlormetall. Die meisten Fluormetalle bilden mit Fluorkiesel Doppel-Verbindungen.

Die ***Cyanmetalle*** können theils durch unmittelbare Vereinigung, die meisten aber nur durch Behandlung der Oxyde mit Cyanwasserstoff dargestellt werden. Sie sind Haloïdsalze, und sind den Chlorverbindungen desselben Metalles proportional. Sie sind alle feste Körper und werden meist in der Glühhitze zerstört. Mehrere derselben haben die Eigenschaft, sich mit den übrigen zu vereinigen.

Kohlenstoff und Metalle. Die Verbindungen der Metalle mit Kohlenstoff sind noch wenig bekannt. Stahl und Roheisen (Kohlenstoff-Eisen) sind die wichtigsten und am besten erforschten. Eben so verhält es sich mit den Verbindungen des ***Kiesels*** und ***Bors.***

Legirungen, — werden im Allgemeinen die Verbindungen der Metalle unter sich genannt. Man erhält sie durch Zusammenschmelzung der Metalle. Häufig ist die Vereinigung von einer Feuererscheinung begleitet. Bekannte Verbindungen der Art sind das Messing (Zink und Kupfer), das Stückgut und Kanonengut (Zinn und Kupfer), das Münz- und Arbeitssilber (Kupfer und Silber). Wiewohl sich hierbei viele Metalle in allen Verhältnissen zusammenschmelzen lassen, so ist doch nicht zu zweifeln, dafs dabei jedesmal eine

eine Verbindung in bestimmtem Verhältnifs entsteht, die mit einem Ueberschufs des einen oder anderen Metalls zusammengeschmolzen werden kann. Manche Metalle lassen sich übrigens mit gewissen anderen gar nicht verbinden. Die Verbindungen des Quecksilbers mit anderen Metallen nennt man *Amalgame*.

Salze.

Die grofse Klasse der Verbindungen, die man Salze nennt, zerfällt in zwei Abtheilungen, in *Haloïdsalze* und in *Amphidsalze*.

Haloïdsalze nennt man diejenigen Körper, welche aus der unmittelbaren Vereinigung eines Salzbilders mit einem basenbildenden Metall, oder aus der Vereinigung der Wasserstoffsäure eines Salzbilders mit einem basischen Metalloxyd entspringen; z. B. Chlornatrium, Cyansilber.

Amphidsalze sind diejenigen, die aus der Vereinigung eines Oxyds mit einer Sauerstoffsäure, oder aus der Vereinigung eines basischen Schwefelmetalles mit einem Sulfid entstehen; z. B. chlorsaures Natriumoxyd, cyansaures Silberoxyd, Schwefelwasserstoff-Schwefelnatrium. Die ersteren nennt man *Sauerstoffsalze*, die zweiten *Schwefelsalze*.

1. *Sauerstoffsalze*. Wenn man mit einer Sauerstoffsäure eine hinreichende Menge eines Oxyds in Berührung bringt, so verschwinden die sauren Eigenschaften der Säure, sie vereinigt sich, gewöhnlich unter starker Erhitzung, mit dem Oxyd, sättigt sich oder neutralisirt sich damit, und der daraus entspringende neue Körper ist ein Sauerstoffsalz. Z. B. aus Salpetersäure und Kali (Kaliumoxyd) entsteht das unter dem Namen Salpeter bekannte Salz, aus Schwefelsäure und Kupferoxyd der Kupfervitriol, aus Schwefelsäure und Kalkerde der Gyps.

Das mit einer Säure verbundene Oxyd wird die *Basis* des Salzes genannt. Die wissenschaftlichen Namen der Salze werden aus dem Namen der Säure und dem der Basis gebildet, z. B. salpetersaures Kaliumoxyd (Salpeter), schwefelsaures Kupferoxyd (Kupfervitriol), schwefelsaure

Kalkerde (Gyps); schwefligsaures Eisenoxydul, unterschwefelsaure Kalkerde, u. s. w.

Für jedes Atom Sauerstoff, welches eine Basis enthält, nimmt diese in der Regel 1 Atom Säure auf. Im Allgemeinen sind also die Salze den darin enthaltenen Oxyden proportional zusammengesetzt. Ein so zusammengesetztes Salz heifst ein *neutrales* Salz.

Viele neutrale Salze gehen mit denselben Oxyden, die sie als Basen enthalten, Verbindungen ein. Solche Salze nennt man *basische Salze*. Die hinzugekommene Menge von Basis ist gleich der im neutralen Salz, oder steht sonst in einem einfachen Verhältnifs zu ihr.

Viele neutrale Salze können sich ferner mit bestimmten Atomgewichten der Säure, die sie enthalten, verbinden. Solche Verbindungen nennt man *saure* Salze. Die meisten sind eigentlich Doppelsalze, bestehend aus neutralem Salz und der wasserhaltigen Säure.

Doppelsalze sind Verbindungen von zwei neutralen Salzen, welche eine und dieselbe Säure, aber zwei verschiedene Basen enthalten.

Hydrate nennt man die Verbindungen der basischen Oxyde mit Wasser, worin dieses die Säure vorstellt. Sie sind also, gleich den wasserhaltigen Säuren, salzartige Verbindungen, meist so zusammengesetzt, dafs darin die Sauerstoffmenge des Wassers gleich ist der Sauerstoffmenge der Base. Manche Hydrate entstehen durch unmittelbare Vereinigung, andere durch wechselseitige Zersetzung von Salzen mit anderen Hydraten. Einige verlieren das Wasser schon bei 100°, andere verlieren es selbst in den höchsten Temperaturgraden nicht.

Viele Salze haben die Eigenschaft, sich wechselseitig zu zersetzen, so dafs die Säuren ihre Basen vertauschen; in diesem Falle entstehen aus zwei neutralen Salzen wieder zwei neutrale Salze, ohne dafs weder Säure noch Basis übrig bleibt; denn beide Salze zersetzen sich dabei in dem Verhältnifs ihrer Atomgewichte, es findet also jede Säure gerade so viel von der anderen Basis vor, als sie zur Sättigung bedarf.

Vermischt man z. B. eine Lösung von schwefelsaurem Kupferoxyd mit einer Lösung von salpetersaurem Bleioxyd, so zersetzen sich beide Salze und es entsteht daraus salpetersaures Kupferoxyd, welches aufgelöst bleibt, und schwefelsaures Bleioxyd, welches sich unlöslich abscheidet. Hierbei zersetzen sich beide Salze genau in dem Verhältnifs ihrer Atomgewichte, nämlich im Verhältnifs von 996,86 Theilen schwefelsaurem Kupferoxyd und 2071,53 Th. salpetersaurem Bleioxyd. Ein Ueberschufs des einen oder des anderen Salzes bleibt unverändert. Man erhält 1895,60 Th. oder 1 Atomgewicht schwefelsaures Bleioxyd, und 1172,73 Th. oder 1 Atomgew. salpetersaures Kupferoxyd.

Auf gleiche Weise zersetzen sich Haloïdsalze mit Sauerstoffsalzen. Eine Lösung von Chlornatrium mit einer Lösung von salpetersaurem Silberoxyd vermischt, gibt salpetersaures Natriumoxyd, welches aufgelöst bleibt, und Chlorsilber, welches sich als weifser Niederschlag abscheidet. Ein Atomgewicht Chlornatrium, $Na\overline{Cl}$, zersetzt sich mit 1 Atomgewicht salpetersaurem Silberoxyd, $\dot{Ag}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\overline{N}}$, es entsteht $\dot{Na}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\overline{N}}$ und $Ag\overline{Cl}$. Oder 100 Theile Chlornatrium und 290 Theile salpetersaures Silberoxyd geben $244\frac{1}{2}$ Th. Chlorsilber und $145\frac{1}{2}$ Th. salpetersaures Natriumoxyd.

Eine Lösung von Kupferchlorid, vermischt mit einer Lösung von Natriumoxydhydrat, gibt Kupferoxydhydrat, welches sich als blauer Niederschlag abscheidet, und Chlornatrium, welches aufgelöst bleibt. Aus $Cu\overline{Cl}$ und $\dot{Na}\overline{H}$ entsteht $\dot{Cu}\overline{H}$ und $Na\overline{Cl}$.

Eisen, in eine Lösung von schwefelsaurem Kupferoxyd gestellt, schlägt alles Kupfer in metallischer Form nieder, während in der Auflösung neutrales schwefelsaures Eisenoxydul entsteht. Hier verhält sich die Gewichtsmenge von gefälltem Kupfer zur Gewichtsmenge von aufgelöstem Eisen, wie sich das Atomgewicht des Kupfers zu dem des Eisens verhält, nämlich wie 395,7:339,2 oder wie 100:85,7.

Viele Salze, welche im Wasser entstehen, verbinden sich mit einer gewissen Menge Wassers chemisch, welches alsdann auf ihre Krystallform und häufig auf ihre Farbe

wesentlichen Einflufs hat (*Krystallwasser*). Die Anzahl der Wasser-Atome in den verschiedenen Salzen ist sehr verschieden. Zuweilen kann ein und dasselbe Salz, unter verschiedenen Umständen, ungleiche Mengen Wassers aufnehmen, und dann in verschiedenen Formen krystallisiren.

Manche krystallisirte Salze enthalten bis zu 24 Atomen Wasser, das oft mehr als die Hälfte ihres Gewichts ausmacht; andere krystallisirende nehmen niemals Wasser auf. Viele der wasserhaltigen Salze verlieren in trockner Luft oder beim Erwärmen ihren ganzen Wassergehalt oder Bruchtheile davon, sie *verwittern*. Beim Erhitzen schmelzen viele leicht, werden aber, bei derselben Temperatur, wieder fest, sobald sie dabei das Wasser verloren haben. Beim Uebergiefsen mit Wasser nehmen sie dasselbe Wasser wieder auf (Erhärten des gebrannten Gypses mit Wasser). Andere Salze ziehen umgekehrt die Feuchtigkeit aus der Luft an, lösen sich darin auf, *zerfliefsen* (Pottasche).

Mit wenigen Ausnahmen, kann jede Säure mit jeder Basis ein Salz bilden; die Anzahl der Salze ist daher sehr grofs. Aufser der unmittelbaren Vereinigung gibt es noch mehrere andere Wege, um Salze hervorzubringen, wie unter andern die obigen Beispiele der gegenseitigen Zersetzung zeigen; ferner die Umwandlung von Schwefelkupfer in schwefelsaures Kupferoxyd durch Glühen in der Luft. Theils sind die Salze in Wasser auflöslich, krystallisirbar, von salzigem oder im Allgemeinen von der Basis abhängendem, eigenthümlichem Geschmack; theils sind sie unauflöslich, geschmacklos, unkrystallisirbar, pulverförmig, selbst wenn sie Krystallwasser enthalten. Häufig aber kommen die durch Kunst nicht krystallisirbaren Salze im Mineralreich krystallisirt vor.

2. *Schwefelsalze*. Sie entstehen aus der Verbindung einer Schwefelbasis mit einem Sulfid. Ihre Anzahl ist bei weitem nicht so grofs, wie die der Sauerstoffsalze, da es nicht so viele Sulfide gibt, wie Sauerstoffsäuren.

Die Schwefelsalze entstehen theils durch unmittelbare Vereinignng der Schwefelbasis mit dem Sulfid, theils durch Zersetzung eines Sauerstoffsalzes mit Schwefelwasserstoffgas, wie z. Z. arseniksaures Natriumoxyd, welches dadurch in

Schwefelarsenik-Schwefelnatrium verwandelt wird, indem im Sauerstoffsalz die Sauerstoffatome durch eine gleiche Anzahl Schwefelatome ersetzt werden; — theils durch Auflösung eines Sulfids in aufgelöstem Kali, wodurch zugleich ein Sauerstoff- und ein Schwefelsalz entsteht.

Viele Schwefelsalze sind krystallisirbar, und sind in ihren allgemeinen äufsern Eigenschaften von den Sauerstoffsalzen nicht verschieden. Viele kommen in der Natur vor.

In ihrer Zusammensetzung folgen die Schwefelsalze denselben Gesetzen, wie die Sauerstoffsalze. Durch Sauerstoffsäuren werden sie im Allgemeinen so zersetzt, dafs sich das Sulfid abscheidet und sich Schwefelwasserstoffgas entwickelt, indem sich das Metall der Schwefelbasis, durch Wasserzersetzung, in ein Oxyd umwandelt, welches sich mit der zugesetzten Sauerstoffsäure verbindet.

Für diese Salze gibt es noch keine gute deutsche Benennungsweise. Vorläufig gebraucht man noch die lateinischen Namen dafür, und sagt z. B. *Sulfocarbonate, Sulfhydrate, Sulfarseniate,* für die vom Kohlensulfid, Wasserstoffsulfid, Arseniksulfid gebildeten Schwefelsalze, und nennt die einzelnen Salze *Natrium-Sulfocarbonat, Natrium-Sulfhydrat, Silber-Sulfarseniat* u. s. w.

Vorkommen der Metalle. In unverbundenem Zustand oder *gediegen,* wie die edlen Metalle, Kupfer; oder in Verbindungen (*vererzt, Erze*): 1) *oxydirt,* so die Metalle der Erden, die meisten Eisenerze; 2) als *Schwefelmetalle,* so Schwefelkupfer, Schwefelblei; 3) in Verbindung mit *Antimon* und *Arsenik;* 4) als *Chlormetalle,* wie Kochsalz; 5) als *Sauerstoffsalze,* wie schwefelsaure und kohlensaure Kalkerde (Gyps und Kalkstein). Weniger allgemein kommen die Selen-, Tellur-, Brom-, Jod- und Fluor-Metalle vor.

Gewinnung. Die chemischen Prozesse, wodurch die nutzbaren Metalle im Grofsen aus ihren Erzen gewonnen werden, und die den Gegenstand der *Hüttenkunde* ausmachen, sind verschieden und häufig sehr verwickelt, je nach der Natur des Erzes oder Metalles. Im Allgemeinen werden die Oxyde in eignen Oefen (*Schachtöfen* und *Flamm-*

öfen) mit Kohlen geschmolzen und reducirt, indem die Kohle zugleich das Feuermaterial und das Reductionsmittel ausmacht; die Schwefelmetalle werden gewöhnlich durch *Rösten* zuerst in Oxyde verwandelt und darauf mit Kohle reducirt. Das die Erze begleitende Gestein schmilzt hierbei ebenfalls und bildet die *Schlacke*, deren Beschaffenheit häufig durch zugesetzte *Flüsse* (Flufsspath, Quarz, Kalkstein) verbessert und geregelt wird.

Eintheilung der Metalle. Nach ihrem chemischen Verhalten kann man die Metalle in verschiedene Gruppen classificiren, die jedoch in der Wirklichkeit nicht durch scharfe Grenzen getrennt sind:

I. Metalle, welche das Wasser zersetzen, entweder bei gewöhnlicher oder in höherer Temperatur, oder bei Gegenwart einer Säure. Ihre niedrigsten Oxydationsstufen sind starke Basen.

Metalle der Alkalien:

1. *Kalium*
2. *Natrium*
3. *Lithium*
4. *Ammonium*
5. *Barium*
6. *Strontium*
7. *Calcium*
8. *Magnesium*

Metalle der Erden:

9. *Aluminium*
10. *Beryllium*
11. *Yttrium*
12. *Erbium*
13. *Terbium*
14. *Zirconium*
15. *Thorium*

16. *Cerium*
17. *Lanthan*
18. *Didymium*
19. *Mangan*
20. *Zink*
21. *Kadmium*
22. *Zinn*
23. *Uran*

durch Wasserstoff reducirbar:

24. *Eisen*
25. *Nickel*
26. *Kobalt*

II. Metalle, die das Wasser nicht zersetzen und von denen wenigstens die niedrigeren Oxydationsstufen mit 1 Atom Sauerstoff Basen sind, während sich die höheren Oxyde, wo sie vorkommen, halb wie Säuren, halb wie Basen verhalten. Sie sind alle durch Wasserstoff reducirbar.

Edle Metalle:

1. *Quecksilber*
2. *Silber*
3. *Palladium*
4. *Rhodium*
5. *Iridium*
6. *Platin*
7. *Gold*
8. *Osmium*

9. *Blei*
10. *Wismuth*
11. *Kupfer.*

III. Metalle, die das Wasser nicht zersetzen und deren höchste Oxydationsstufen Säuren sind.

1. *Wolfram*
2. *Molybdän*
3. *Vanadium*
4. *Chrom*
5. *Titan*
6. *Tantal.*

I. Gruppe der Wasser zersetzenden Metalle. Metalle der Alkalien und Erden.

Die Oxyde der unter dieser Abtheilung begriffenen Metalle zerfallen in 3 Klassen: *Alkalien*, *alkalische Erden* und *eigentliche Erden*, und werden mit den älteren Namen benannt, die sie schon führten, ehe man wufste, dafs sie Oxyde sind.

a) *Alkalien* sind vier: Kali, Natron, Lithion und Ammoniak. Früher wurden sie auch Laugensalze genannt, weil Kali und Natron durch Auslaugung aus der Pflanzenasche erhalten werden. Sie sind in Wasser löslich.

b) *Alkalische Erden* sind vier: Baryterde, Strontianerde, Kalkerde und Talkerde. Sie unterscheiden sich von den Alkalien durch ihre geringere Löslichkeit, und durch die Unlöslichkeit ihrer neutralen kohlensauren Salze.

c) *Eigentliche Erden* sind sieben: Thonerde, Beryllerde, Yttererde, Erbinerde, Terbinerde, Zirkonerde und Thorerde. Sie sind in Wasser durchaus unauflöslich.

Die Alkalien und alkalischen Erden sind die stärksten Salzbasen. Sie haben, mit Ausnahme der weniger löslichen Talkerde, einen eigenthümlichen, ätzenden Geschmack (Laugengeschmack), und ihre Auflösungen haben, mit Ausnahme des ganz anders, eigenthümlich riechenden flüchtigen Ammoniaks, einen eigenen laugenartigen Geruch. Auf Pflanzen- und Thierstoffe wirken sie zerstörend (ätzend, kaustisch), daher die ältere Benennung *kaustische* Alkalien für die reinen Alkalien. Sie färben gewisse blaue oder rothe Pflanzenfarben (z. B. den Farbstoff von Veilchen, Rothkohl, Rosen) grün, und das durch Säuren geröthete Lackmus blau (*alkalische* Reaction, im Gegensatz zu der *sauren*, S. 35.).

Kein Metall aus dieser Abtheilung kommt gediegen vor; aber Kali, Natron, Kalkerde, Talkerde und Thonerde bilden, in Verbindung mit Säuren, namentlich Kieselsäure, die Hauptmasse der Erdrinde.

Bis 1807 hielt man die Alkalien und Erden für einfache Körper; in diesem Jahre aber entdeckte Humphry Davy, dafs Kali und Natron durch den electrischen Strom einer starken galvanischen Säule in Metalle und Sauerstoff zerlegt werden können, woraus alsdann auf die zusammengesetzte Natur auch der übrigen zu dieser Abtheilung gehörigen Körper geschlossen werden konnte.

1. Kalium.

Vorkommen. Als Kali in Verbindung mit mehreren Säuren, vorzüglich mit Kieselsäure; so hauptsächlich in dem allgemein verbreiteten Feldspath und Glimmer. Mit Pflanzensäuren in den Pflanzensäften, daher in der Asche der Pflanzen.

Eigenschaften. Zinnweifses, stark glänzendes, sehr weiches, geschmeidiges Metall, von 0,865 spec. Gewicht; bei 0° hart und brüchig, und bei +55° vollkommen flüssig; verdampft in der Rothglühhitze und bildet ein grünes Gas.

In der Luft läuft das Kalium sogleich an und oxydirt sich zu Kali, daher man es unter Steinöl aufzubewahren pflegt. In der Luft geschmolzen, entzündet es sich und verbrennt mit Flamme. Auf Wasser geworfen, entzündet es sich augenblicklich und verbrennt mit rother Flamme; ohne Luftzutritt entwickelt es aus dem Wasser mit grofser Heftigkeit Wasserstoffgas; in beiden Fällen löst sich das entstehende Kali in Wasser auf. Aufserdem entzieht das Kalium bei erhöhter Temperatur, meist unter Feuerentwickelung, den meisten oxydirten Körpern den Sauerstoff, daher verbrennt es, aufser in Sauerstoffgas, auch in allen übrigen sauerstoffhaltigen Gasarten, z. B. im Stickoxydgas, im Kohlensäuregas. Eben so verbrennt es in Chlorgas und entzieht den meisten Chlorverbindungen, unter Feuerentwickelung, das Chlor; ferner in Schwefelwasserstoffgas, in Phosphorwasserstoffgas, in Fluorkieselgas u. s. w., unter Zersetzung dieser Gase und Bildung von Kaliumverbindungen.

Darstellung. *a*) Durch Zersetzung von Kalihydrat vermittelst des electrischen Stroms. *b*) Durch Zersetzung von Kalihydrat mittelst metallischen Eisens in der Weifsglühhitze.

c) Durch Destillation eines Gemenges von kohlensaurem Kali und Kohle (geglühtem Weinstein) in der Weifsglühhitze aus einer Retorte von Schmiedeeisen.

Kali, Kaliumoxyd. — Durch Verbrennung von Kalium in trocknem Sauerstoffgas. Weifsgraue, schmelzbare, harte Masse. Löst sich in Wasser mit äufserst heftiger Erhitzung auf. Besteht aus:

		In 100 Th.
1 Atom Kalium	= 489,916	83,05
1 Atom Sauerstoff	= 100,000	16,95
1 Atom Kali = K	= 589,916	100,00.

Wegen seiner sehr ausgedehnten Anwendung in den Gewerben, namentlich zum Glasmachen und Seifesieden, wird das Kali aus der Holzasche und überhaupt Pflanzenasche im Grofsen gewonnen. Die Asche, welche aufser anderen, meist unlöslichen Bestandtheilen, auflösliches kohlensaures Kali enthält, wird mit Wasser ausgelaugt, und diese Lauge abgedampft, wodurch eine braune, zerfliefsliche Salzmasse erhalten wird, ***rohe Pottasche***. Diese wird alsdann, zur Zerstörung der noch vorhandenen färbenden Stoffe, in eigenen Oefen geglüht (calcinirt), und kommt nun unter dem Namen ***Pottasche*** in den Handel.

Die Pottasche ist ein, mit anderen Salzen mehr oder weniger verunreinigtes kohlensaures Kali und in dieser Gestalt wird das meiste Kali verbraucht. Sie ist eine feste weifse, häufig auch grünlich oder bläulich gefärbte Masse, zerfliefst in der Luft, und hat einen scharfen alkalischen Geschmack. Durch Auflösen in sehr wenigem Wasser, Abseihen der Kieselerde, Auskrystallisiren der fremden Salze und Eindampfen der übrig bleibenden Auflösung, bereitet man daraus ein reineres kohlensaures Kali.

Aus dem kohlensauren Kali bereitet man das reine Kali, welches man aber auf diesem Wege stets nur als ***Kalihydrat*** erhalten kann; denn das kohlensaure Kali verliert, selbst in der strengsten Weifsglühhitze, so wenig seine Kohlensäure, wie das Kalihydrat sein Wasser. Zu diesem Endzweck wird 1 Th. reines kohlensaures Kali in wenigstens 10 Th. Wasser aufgelöst, und die Auflösung in einem blanken eisernen oder

silbernen Kessel zum Kochen gebracht. Alsdann wird, unter fortfahrendem Kochen, nach und nach in kleinen Antheilen reiner gelöschter Kalk hinzugegeben, welcher dem Kali die Kohlensäure entzieht und sich als unauflöslicher kohlensaurer Kalk absetzt, von dem die geklärte Kalilösung abgelassen wird; zu 1 Th. kohlensaurem Kali ist der gelöschte Kalk von $\frac{1}{2}$ Th. gebranntem Kalk nöthig. Die geklärte Auflösung (kaustische Lauge) wird hierauf in einem blanken eisernen oder silbernen Gefäfs rasch bis zur Trockne eingedampft, und das zurückbleibende Kalihydrat in einem silbernen Tiegel bei Glühhitze geschmolzen.

Das Kalihydrat (Aetzstein, kaustisches Kali) ist weifs, hart, spröde; zerfliefst sehr schnell in der Luft; löst sich in Wasser mit starker Erhitzung auf, ist auch in Alkohol löslich; schmeckt höchst ätzend, und wirkt auf die meisten Pflanzen- und Thierstoffe verändernd oder zerstörend. Seine Auflösung greift das Glas an, und beim Schmelzen in thönernen Gefäfsen löst es dieselben auf. Aus der Luft zieht es, mit dem Wasser, auch sehr rasch die Kohlensäure an. Schmilzt noch unter der Glühhitze, und fliefst wie ein Oel; verdampft in stärkerer Hitze, ohne sein Hydratwasser zu verlieren. Kali und Wasser enthalten darin gleich viel Sauerstoff, d. h. es besteht aus 1 Atom Kali und 1 Atom Wasser (= 16 Procent) = $\dot{K}\dot{\bar{H}}$.

Das Kali ist die stärkste Salzbasis und scheidet alle übrigen Basen aus ihren Salzen aus.

Das Kalium hat aufserdem noch ein gelbes *Superoxyd*, das sich in Wasser, unter Entwickelung von Sauerstoffgas, auflöst.

Schwefelkalium. — Kalium und Schwefel zusammengeschmolzen, vereinigen sich unter starker Feuerentwickelung. Nach Umständen können sich beide Stoffe in 5 verschiedenen Verhältnissen mit einander vereinigen.

Das niedrigste oder *Einfach*-Schwefelkalium ist eine dunkelrothe, krystallinische, schmelzbare Masse, in Wasser ohne Farbe leicht löslich, zerfliefst schon in der Luft, und entwickelt mit Säuren Schwefelwasserstoffgas, ohne Abscheidung von Schwefel. In der Luft erhitzt, verbrennt es zu

schwefelsaurem Kali. Es wird erhalten, indem man neutrales schwefelsaures Kali mit Kohle glüht oder in Wasserstoffgas erhitzt *). — Dieses Schwefelkalium ist die stärkste Schwefelbasis, und besteht aus 1 Atom Kalium und 1 Atom Schwefel, $= KS$.

Schmilzt man gleiche Theile kohlensaures Kali und Schwefel bei gelinder Hitze zusammen, so entsteht, unter Entweichung der Kohlensäure, eine braune, spröde Masse, die ehemals sogenannte *Schwefelleber*. Sie besteht aus einem Gemenge von $\frac{1}{4}$ schwefelsaurem Kali und $\frac{3}{4}$ *Fünffach*-Schwefelkalium, welches fünfmal so viel Schwefel wie das erste enthält, $= KS^5$. Dieses Schwefelkalium riecht und schmeckt nach Schwefelwasserstoff, zerfliefst an der Luft, und löst sich mit gelber Farbe in Wasser auf. Säuren entwickeln daraus Schwefelwasserstoffgas, unter gleichzeitiger Fällung von weifsem pulverförmigen Schwefel (Schwefelmilch).

Auf dieselbe Weise bildet sich durch Zusammenschmelzen von Schwefel und Kalihydrat, und durch Kochen von Schwefel mit kaustischer Kalilauge Schwefelkalium; in letzterem Falle aber bildet sich zugleich nicht schwefelsaures, sondern unterschwefligsaures Kali. Wird eine Auflösung von Schwefelkalium in Berührung mit der Luft gelassen, so absorbirt sie rasch Sauerstoffgas, und das Schwefelkalium verwandelt sich zuerst in unterschwefligsaures, zuletzt in schwefelsaures Kali; die höheren Schwefelungsstufen setzen dabei zugleich Schwefel ab.

Selenkalium ist in Wasser mit rother Farbe löslich. An der Luft setzt die Lösung alles Selen als röthlich-schwarzes Pulver ab; mit Säuren entwickelt sie Selenwasserstoff.

Tellurkalium wird von Wasser mit tief purpurrother Farbe gelöst. An der Luft setzt die Lösung rasch alles Tel-

*) Glüht man schwefelsaures Kali mit viel mehr Kohle als zu seiner Reduction erforderlich ist, z. B. 2 Th. Salz mit 1 Th. Kienrufs, so bekommt man ein Schwefelkalium, welches, in Folge seines höchst fein zertheilten Zustandes und durch die zwischengelagerten Kohlentheilchen, sich von selbst an der Luft entzündet. Diese Masse heifst *Pyrophor*.

lur als graues Pulver ab; mit Säuren entwickelt sie Tellurwasserstoffgas.

Phosphorkalium. Phosphor und Kalium, bei Ausschlufs der Luft zusammengeschmolzen, vereinigen sich mit Feuerentwickelung zu einer braunen Masse, die in Wasser Phosphorwasserstoffgas entwickelt.

Arsenikkalium. Kalium und Arsenik vereinigen sich unter starker Feuererscheinung. Die Verbindung ist braun und entwickelt mit Wasser Arsenikwasserstoffgas unter Abscheidung von Arsenik.

Antimonkalium entsteht unter Feuererscheinung. Es wird auch gebildet durch Zusammenschmelzen von Antimon mit Kohle und kohlensaurem Kali. Metallglänzend. Entwickelt in Wasser reines Wasserstoffgas unter Abscheidung des Antimons.

Salze.

Die Kaliumsalze sind daran erkennbar, dafs in ihrer Auflösung eine concentrirte Auflösung von Weinsäure oder Ueberchlorsäure einen weifsen, krystallinischen, und eine Chlorplatin-Lösung einen gelben Niederschlag (von zweifachweinsaurem oder überchlorsaurem Kali oder Chlorplatinkalium) bewirkt.

Chlorkalium, K Cl. — Krystallisirt in farblosen, durchsichtigen Würfeln; schmeckt wie Kochsalz, ist in Wasser leicht löslich, schmilzt in der Glühhitze. Entsteht bei der von selbst erfolgenden Entzündung von Kalium in Chlorgas; ferner durch Auflösen von kohlensaurem Kali in Salzsäure, oder Glühen desselben in Chlorgas. Wird auch bei mehreren technischen Operationen als Nebenproduct gewonnen.

Brom-, *Jod-* und *Fluor-Kalium* krystallisiren alle in Würfeln, verhalten sich ähnlich dem vorhergehenden, und werden auf gleiche Weise gebildet. Das Jodkalium erhält man am besten durch Fällung einer Lösung von Eisenjodür mit kohlensaurem Kali. (Das Eisenjodür entsteht und löst sich auf, wenn man ein Gemenge von Eisen und Jod mit Wasser übergiefst.) *Fluorkieselkalium* bildet ein weifses, fast unlösliches Pulver, und scheidet sich als ein durch-

scheinender unkrystallinischer, farbenspielender Niederschlag ab, wenn man Fluorkieselwasserstoffsäure mit Kali sättigt. Dient zur Darstellung des Kiesels mittelst Kaliums.

Cyankalium, $K\bar{C}y$. Entsteht durch Verbrennen von Kalium in Cyangas; unrein durch Glühen von Pottasche mit thierischen Substanzen. Wird am vortheilhaftesten erhalten durch Schmelzen eines innigen Gemenges von 8 Th. wasserfreiem Kaliumeisencyanür, 3 Th. geglühtem Weinstein und 1 Th. Kohlenpulver, oder durch Sättigung einer Auflösung von Kalihydrat in Alkohol mit Cyanwasserstoffsäure. — Farblos, in Würfeln krystallisirend, leicht schmelzbar; reagirt alkalisch, schmeckt und riecht nach Blausäure, sehr giftig. In Wasser leicht löslich; durch Kochen dieser Auflösung wird es in Ammoniak und ameisensaures Kali verwandelt.

Schwefelsaures Kali. Das *neutrale*, $\dot{K}\dddot{S}$, krystallisirt in harten, schwerlöslichen, bitterlich schmeckenden Krystallen ohne Wasser. Nebenproduct von der Bereitung der Salpetersäure und Schwefelsäure. Das *saure* oder *zweifach*-schwefelsaure Kali, $\dot{K}\dddot{S}+\dot{\bar{H}}\dddot{S}$, krystallisirt ebenfalls, schmeckt sauer, ist leicht löslich, leicht schmelzbar und verliert dabei sein Wasser und bei anhaltender Glühhitze seine überschüssige Säure. Es wird durch Zusammenschmelzen des neutralen mit seinem halben Gewicht Schwefelsäure, oder als Nebenproduct bei der Bereitung der Salpetersäure erhalten.

Selensaures Kali, $\dot{K}\dddot{S}e$, krystallisirt in derselben Form wie das schwefelsaure.

Phosphorsaures Kali, $\dot{K}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{P}}+2\dot{\bar{H}}$, bildet grofse, leicht lösliche Krystalle.

Arseniksaures Kali, $\dot{K}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{As}}+2\dot{\bar{H}}$, bildet grofse, *luftbeständige*, leicht lösliche Krystalle, von derselben Form wie das phosphorsaure Salz. Wird am besten erhalten durch Schmelzen von arseniger Säure mit dem gleichen Gewicht salpetersauren Kali's.

Antimonsaures Kali, entsteht durch Erhitzen von Antimon mit Salpeter, wobei sich ersteres unter Feuererscheinung oxydirt. Wasser zieht aus der Masse neutrales Salz

aus, welches nicht krystallisirt. Der im Wasser unlösliche weifse Rückstand ist $K\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Sb}{}^{2}$.

Salpetersaures Kali, Salpeter, $K\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N}$. — Säulenförmige, gestreifte, inwendig gewöhnlich hohle Krystalle, von kühlendem, scharf salzigem Geschmack; 100 Th. Wasser von 0° lösen 13 Th., und von 97° 236 Th. Salpeter auf. Schmilzt in der Glühhitze und erstarrt beim Erkalten zu einer undurchsichtigen, krystallinischen Masse. Entwickelt in stärkerer Hitze Sauerstoffgas und verwandelt sich in salpetrigsaures Kali. Veranlafst in der Glühhitze mit Kohle, Schwefel, Phosphor, Eisen, Zink heftige Verbrennung (Verpuffung). — Der Salpeter wird in sehr grofser Menge verbraucht, namentlich zum Schiefspulver und bei der Gewinnung der Schwefelsäure und Salpetersäure. Er wird daher im Grofsen gewonnen, zum Theil aus dem, welcher an manchen Orten aus der Erde auswittert (Ungarn), oder durch Auslaugen eines in mehreren Ländern vorkommenden eigenen Kalksteins (in den Salpetergrotten, z. B. in Apulien, auf Ceylon), am allgemeinsten aber aus der künstlich zubereiteten, sogenannten Salpetererde, einem Gemenge von kali- und kalkhaltiger Erde mit verwesenden Pflanzen- und Thierstoffen, die, in Haufen aufgeschüttet und stets angefeuchtet, jahrelang der Luft ausgesetzt, und alsdann mit Wasser ausgelaugt wird. Aus den Laugen wird zuerst der noch braune rohe Salpeter, und aus diesem durch Umkrystallisiren der reine Salpeter gewonnen. — Das *Schiefspulver* ist ein inniges Gemenge von 76 Th. Salpeter, 11 Th. Schwefel und 13 Th. Kohle, welche Verhältnisse sich aber für verschiedene Pulversorten ändern.

Chlorsaures Kali, $K\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Cl}$. — Bildet gewöhnlich perlmutterglänzende Krystallblättchen, schmeckt salpeterartig, ist in kaltem Wasser schwerlöslich, schmilzt bei gelinder Hitze ohne Zersetzung, zersetzt sich bei stärkerer in Sauerstoffgas, Chlorkalium und überchlorsaures Kali, und verwandelt sich zuletzt ganz in Chlorkalium; detonirt, mit brennbaren Körpern (Schwefel, Phosphor) gemengt, schon durch Stofs oder Reiben mit heftigem Knall und Feuer. Wird erhalten, indem man eine Auflösung von kohlensaurem Kali (Pott-

asche) mit Chlorgas sättigt (vergl. S. 52.); dient zur Verfertigung der Zündhölzchen für die chemischen Feuerzeuge.

Ueberchlorsaures Kali, $\dot{K}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot}{Cl}$, bildet kleine, höchst schwer lösliche Krystalle. Bildung s. S. 53.

Jodsaures Kali, $\dot{K}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{I}$. Sehr kleine, schwer lösliche Krystalle. Scheidet sich als weifses Pulver ab bei der Auflösung von Jod in concentrirter Kalilauge.

Kohlensaures Kali. Das *neutrale,* $\dot{K}\ddot{C}$, ist gewöhnlich eine weifse, unkrystallisirte, stark alkalisch schmeckende und reagirende Masse; zerfliefst schnell in der Luft, schmilzt in starker Glühhitze. Bildet im unreinen Zustande die Pottasche. Aufser aus dieser, kann es auch durch Glühen von Weinstein (weinsaurem Kali) und Auslagen der verkohlten Masse erhalten werden. Das *saure* oder *zweifach*-kohlensaure Kali, $\dot{K}\ddot{C}^2+\dot{H}$, krystallisirt in durchsichtigen, nicht zerfliefslichen Krystallen; es verliert in der Hitze, nebst dem Krystallwasser, die Hälfte der Säure. Durch Kochen seiner Auflösung verliert es nur $\frac{1}{4}$ seiner Kohlensäure und verwandelt sich in *anderthalb*-kohlensaures Kali, $\dot{K}^2\ddot{C}^3$. — Wird erhalten, wenn man feuchte Pottasche oder verkohlten Weinstein sich mit Kohlensäuregas sättigen läfst, z. B. über gährender Branntweinmaische.

Oxalsaures Kali. Das saure oxalsaure Kali, $\dot{K}\dddot{C}^2+2\dot{H}$, ist unter dem Namen *Kleesalz* bekannt und wird aus dem Safte des Sauerklee's (Oxalis acetosella) gewonnen. Es bildet weifse, schwerlösliche, sauer schmeckende Krystalle. Durch Sättigung desselben mit kohlensaurem Kali erhält man das ebenfalls krystallisirende, leicht lösliche neutrale.

Kieselsaures Kali macht einen Bestandtheil vieler Mineralien aus, so z. B. vom Feldspath. Kieselsäure (gepulverter Quarz) mit kohlensaurem Kali zusammengeschmolzen, treibt die Kohlensäure aus, unter Bildung von kieselsaurem Kali, wovon es mehrere gibt, theils auflöslich in Wasser und durch Säuren, unter Abscheidung gallertartiger Kieselsäure, zersetzbar, theils unauflöslich, wozu hauptsächlich das *Glas* gehört (s. S. 103. kieselsaures Natron).

Durch

Durch Zusammenschmelzen von 10 Th. kohlensaurem Kali, 15 Th. feinem Quarzpulver und 1 Th. Kohlenpulver erhält man das sogenannte *Wasserglas*, eine in Wasser lösliche Glasmasse, deren Auflösung auf Holz, Tapeten u. s. w. zu einem glasigen, vor Feuer schützenden Firnifs eintrocknet, und daher auch in dieser Absicht angewendet wird.

Cyansaures Kali, $\dot{K}\,\dot{C}y$. Krystallisirt in farblosen, dem chlorsauren Kali ähnlichen Schuppen, von salpeterartigem Geschmack. Ohne Zersetzung schmelzbar. In Wasser leicht löslich. Die Auflösung verwandelt sich bald, besonders beim Erhitzen, in zweifach-kohlensaures Kali und Ammoniak, welches verdunstet. Darstellung siehe S. 61.

Kalium-Sulfhydrat (Schwefelwasserstoff-Schwefelkalium), $KS + HS$ oder $\overset{\prime}{K}\overset{\prime}{H}$, bildet grofse, farblose, in der Luft zerfliefsliche, scharf alkalisch schmeckende Krystalle, worin Basis und Säure gleichviel Schwefel enthalten. Wird erhalten durch Sättigung von Kalihydrat mit Schwefelwasserstoffgas, oder durch Glühen von Schwefelkalium oder kohlensaurem Kali in Schwefelwasserstoffgas.

Durch Auflösung der Sulfide von Kohlenstoff, Arsenik und Antimon in einer Lösung von Schwefelkalium werden die Kalium-Schwefelsalze dieser Sulfide gebildet. Sie sind schwer oder gar nicht krystallisirbar.

Wird amorphes antimoniges Sulfid mit einer Lösung von Schwefelkalium übergossen, so ändert es seine rothe Farbe in eine braune um, indem es Schwefelkalium aufnimmt. Eine ähnliche braune Verbindung, gemengt mit Antimonoxyd, wird erhalten durch Auflösen von gepulvertem schwarzen Schwefelantimon in einer siedenden Lösung von kohlensaurem Kali, bei deren Erkalten es sich absetzt. Dieses Präparat wird in der Pharmacie *Kermes minerale* genannt.

Legirungen des Kaliums. Das Kalium vereinigt sich mit den meisten Metallen. Im Allgemeinen entwickeln diese Legirungen in Wasser Wasserstoffgas, unter Oxydation des Kaliums und Zurücklassung des anderen Metalles.

2. Natrium.

Vorkommen. Als Natron mit Kieselsäure in vielen Mineralien, ferner im natürlichen kohlensauren, schwefelsauren, salpetersauren und borsauren Natron; in der gröfsten Menge als Chlornatrium (Steinsalz, Seesalz, Kochsalz).

Eigenschaften. Im Allgemeinen die des Kaliums; spec. Gewicht 0,972. Oxydirt sich etwas weniger leicht als das Kalium; entzündet sich nicht auf kaltem Wasser, oxydirt sich aber, darauf herumschwimmend, mit grofser Heftigkeit und Wasserstoffgas-Entwickelung. Auf heifsem entzündet es sich.

Darstellung. Wie die des Kaliums.

Natron. Eigenschaften und Bildung, wie beim Kali; besteht aus 1 Atom Metall und 1 Atom Sauerstoff, $= \dot{Na}$, und enthält 25,58 Proc. Sauerstoff.

Das Natron wird in den Gewerben in gleicher Menge, und im Ganzen zu denselben Endzwecken, wie das Kali, gebraucht; es wird daher auf mehrfache Art im Grofsen, und zwar stets als kohlensaures Natron, gewonnen.

a) In mehreren Ländern wittert in manchen Gegenden kohlensaures Natron in so grofser Menge aus der Erde aus, dafs es zum Gebrauch gesammelt und gereinigt werden kann.

b) In anderen Ländern wird es durch Verbrennung gewisser, an dem Meeresstrande wachsender und cultivirter Pflanzen (besonders Salsola- und Salicornia-Arten) gewonnen; die zurückbleibende Asche ist geschmolzen und bildet graue, steinartige Massen, bekannt im Handel unter dem Namen *Soda* (Arten davon: Barille, Varec, Kelp u. s. w.). Sie enthält als wesentlichen Bestandtheil kohlensaures Natron.

c) Das meiste Natron wird jetzt aus schwefelsaurem Natron (Glaubersalz) gewonnen, welches zu diesem Endzwecke aus Kochsalz und Schwefelsäure dargestellt, und wobei Salzsäure als Nebenproduct gewonnen wird. Das wasserfreie Glaubersalz wird mit gleichen Theilen gepulvertem kohlensauren Kalk (Kreide) und $\frac{2}{5}$ Kohlenpulver ge-

nau gemengt und in einem Calcinirofen so lange geglüht, bis die Masse dickflüssig, teigartig geworden ist, worauf sie aus dem Ofen genommen wird (*künstliche rohe Soda*). Sie besteht nun aus einem Gemenge von Schwefelcalcium und kohlensaurem Natron, welches letztere daraus durch Auslaugen mit Wasser und Krystallisiren gewonnen wird.

Das *Natronhydrat*, kaustische Natron, wird aus dem reinen kohlensauren Natron auf dieselbe Weise dargestellt, wie das Kalihydrat aus dem kohlensauren Kali. Es unterscheidet sich in seinem ganzen Verhalten so wenig vom Kalihydrat, daſs fast alles von diesem Gesagte auch von jenem gilt. Es zerflieſst nicht an der Luft, sondern wird nur feucht und verwandelt sich dann bald in trocknes kohlensaures Salz. Es enthält 22,5 Procent oder 1 At. Wasser, welches nicht durch Weiſsglühhitze auszutreiben ist.

Zum *Schwefel*, *Phosphor* u. s. w. verhält sich das Natrium wie das Kalium.

Salze.

Sehr ähnlich den Kaliumsalzen; viele enthalten viel Krystallwasser und verwittern. Mit Fluorkieselwasserstoffsäure geben sie einen durchscheinenden Niederschlag von Fluorkieselnatrium, der unter dem Microscop aus Krystallen bestehend erscheint, während der entsprechende Niederschlag von Kaliumsalzen ganz amorph ist. Auſserdem gibt es für die Gegenwart des Natrons in den Salzen kein positives Erkennungsmittel; man schlieſst auf Natron, wenn keine der anderen Basen vorhanden ist.

Chlornatrium, Steinsalz, Kochsalz, Seesalz, Na Cl. Krystallisirt in Würfeln, häufig pyramidenförmig zusammengefügt; durchsichtig oder durchscheinend; von rein salzigem Geschmack; verknistert heftig beim Erhitzen, schmilzt in der Glühhitze und verdampft, erstarrt beim Erkalten wieder krystallinisch. In heiſsem Wasser nicht löslicher als in kaltem. Die gesättigte Auflösung enthält 27 Procent Salz. Besteht in 100 Th. aus 39,7 Th. Natrium und 60,3 Th. Chlor. — Das Chlornatrium wird, wegen seines groſsen Verbrauchs, in auſserordentlicher Menge gewonnen: *a*) berg-

männisch als Steinsalz; *b*) durch Abdampfen seiner als Salzquellen (Salzsoolen) natürlich vorkommenden Auflösung; *c*) durch Verdunsten des Meerwassers in der Sonnenwärme.

Brom-, Jod- und ***Fluor-Natrium*** krystallisiren ebenfalls in Würfeln, und haben auch sonst mit dem Kochsalz grofse Aehnlichkeit.

Schwefelsaures Natron, Glaubersalz, $\dot{Na}\dddot{S} + 10\dot{H}$. Grofse, klare, in der Luft verwitternde Krystalle, von kühlendem, bitterlich-salzigem Geschmack; 100 Th. Wasser von 0° lösen 12 Th., von 18° 48 Th., von 33°, wo das Maximum der Löslichkeit ist, 322 Th. Glaubersalz auf. Die 10 Atome Krystallwasser machen 55,76 Procent aus, das es beim Verwittern verliert. Schmilzt leicht beim Erwärmen in seinem Krystallwasser. Findet sich in vielen Mineralwässern; wird im Grofsen aus Kochsalz und Schwefelsäure, und als Nebenproduct aus der Mutterlauge der Salinen, bei der Salmiakgewinnung und mehreren anderen Prozessen gewonnen; dient zur Fabrication der künstlichen Soda und des Glases; ist auch als Arzneimittel wichtig. — Aus einer gesättigten Auflösung bei +40° krystallisirend, schiefst es in wasserfreiem Zustande mit anderer Krystallform an. Wird eine bei 33° gesättigte Lösung zum Sieden erhitzt, so scheidet sich eine Menge Salz in wasserfreiem Zustande als ein Salzpulver ab. Auch bildet es ein saures Salz. Wasserfreies schwefelsaures Natron mit schwefelsaurem Kali zu gleichen Atomgewichten zusammengeschmolzen, gibt nach dem Erstarren eine glasige, amorphe Masse. Aus ihrer siedendheifs gesättigten Lösung in Wasser setzt sich unter lebhafter Lichtentwickelung ein krystallisirtes Doppelsalz ab, welches beim Umkrystallisiren nie wieder Lichtentwickelung zeigt.

Unterschwefelsaures Natron, $\dot{Na}\dddot{S} + 2\dot{H}$, krystallisirt in grofsen, luftbeständigen Prismen. Man erhält es durch Zersetzung einer Auflösung von unterschwefelsaurem Manganoxydul (s. S. 40.) mit einer Auflösung von Schwefelnatrium oder kohlensaurem Natron.

Unterschwefligsaures Natron, $\dot{Na}\ddot{S}$, bildet grofse, leicht lösliche Krystalle. Es entsteht, wenn man eine concentrirte

Lösung von Schwefelnatrium sich an der Luft oxydiren läſst, oder wenn man in Aetznatronlauge Schwefel bis zur Sättigung auflöst, und diese Auflösung alsdann mit schwefligsaurem Gas sättigt.

Salpetersaures Natron, $\dot{Na}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\overline{N}}$, krystallisirt in rhomboëdrischen Krystallen; verhält sich im Ganzen wie Salpeter, und wird wie dieser gebraucht. Findet sich natürlich in einem bedeutenden Lager in Peru.

Unterchlorigsaures Natron, $\dot{Na}\dot{\overline{Cl}}$, entsteht durch Einleiten von Chlorgas in eine Auflösung von kohlensaurem Natron. Die Flüssigkeit enthält nachher zugleich Chlornatrium und zweifach-kohlensaures Natron. Dient zur Zerstörung fauler Gerüche und Ansteckungsstoffe.

Phosphorsaures Natron. 1) ^{c}*Phosphorsaures Natron*, $(\dot{Na}^2\dot{\overline{H}}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\overline{P}})+24\dot{\overline{H}}$. Ist im Harn enthalten. Wird durch Sättigung der aus den Knochen gewonnenen Phosphorsäure mit kohlensaurem Natron bereitet. Bildet groſse, klare, leicht verwitternde Krystalle; reagirt alkalisch. Enthält 64,15 Procent oder 25 Atome Wasser, wovon es, bei Temperaturen unter 100° erwärmt, 24 Atome verliert; das 25ste geht erst beim Glühen weg und gehört zur Basis. Mit neutralen Silbersalzen bildet es einen Niederschlag von gelbem $\dot{Ag}^3\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\overline{P}}$. — Läſst man das Salz bei +31° krystallisiren, so nimmt es nur 17 Atome Wasser auf, wovon 16 unter 100° weggehen, das 17te erst beim Glühen.

Wird diesem Salz noch eben so viel Phosphorsäure, als es schon enthält, zugesetzt und abgedampft, so krystallisirt das Salz $(\dot{Na}\dot{\overline{H}}^2\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\overline{P}})+2\dot{\overline{H}}$. Es enthält im Ganzen 26 Procent Wasser, wovon bei einer gewissen Temperatur die Hälfte weggeht. Die anderen 2 Atome, die zur Basis gehören, gehen erst bei stärkerem Erhitzen weg. Erwärmt man es bis zu 200°, so verliert es 3 Atome Wasser, und ist dann $(\dot{Na}\dot{\overline{H}})+\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\overline{P}}$, welches in Wasser sehr löslich und nicht krystallisirbar ist. Es gibt dieselben Niederschläge, wie das ^{b}phosphorsaure Natron. 2) Erhitzt man dieses Salz bis fast zum Glühen, so wird es zu ^{a}*phosphorsaurem Natron*, $\dot{Na}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\overline{P}}$. Dieses ist eine in Wasser unlösliche Salzmasse.

Erhitzt man aber das Salz bis zum Schmelzen, so erhält man es in auflöslichem Zustand, und selbst an der Luft zerfliefsend.

3) ^{b}*Phosphorsaures Natron*, $\dot{\mathrm{Na}}^2\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{P}}$, entsteht durch Glühen des verwitterten $\dot{\mathrm{Na}}^2\dot{\mathrm{H}} + \overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{P}}$, welches dann nach dem Wiederauflösen und Krystallisiren ein ganz anderes Salz geworden ist. Es enthält nun 40,7 Procent oder 10 Atome Krystallwasser, und verwittert nicht in der Luft. Mit neutralen Silbersalzen bildet es einen weifsen Niederschlag von $\dot{\mathrm{Ag}}^2\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{P}}$.

Arseniksaures Natron Die Arseniksäure bildet mit dem Natron ganz ähnlich zusammengesetzte krystallisirbare Salze, wie die Phosphorsäure. Die entsprechenden Salze sind isomorph.

Kohlensaures Natron. Das *neutrale* $\dot{\mathrm{Na}}\ddot{\mathrm{C}} + 10\dot{\mathrm{H}}$ (aus der Soda) bildet grofse, in der Luft leicht verwitternde Krystalle, mit 10 Atomen oder 63 Procent Krystallwasser, in welchem es beim Erwärmen leicht schmilzt; kann auch in mehreren anderen Verhältnissen mit Wasser krystallisiren; schmeckt und reagirt alkalisch, in Wasser leicht löslich. Wittert nicht selten aus Mauern aus, und ist in manchen Mineralwässern, namentlich im Carlsbader, in bedeutender Menge enthalten. Das *zweifach*-kohlensaure Natron, $\dot{\mathrm{Na}}\ddot{\mathrm{C}}^2 + \dot{\mathrm{H}}$, welches in kleinen, viel weniger leichtlöslichen Krystallen anschiefst, wird auf ähnliche Weise, wie das entsprechende Kalisalz, erhalten. *Anderthalb*-kohlensaures Natron, $\dot{\mathrm{Na}}^2\ddot{\mathrm{C}}^3 + 4\dot{\mathrm{H}}$, entsteht durch Kochen der Auflösung des zweifach-kohlensauren. Krystallisirbar, leichter löslich als das vorhergehende. Findet sich natürlich in Ungarn, Aegypten, und heifst im Handel *Trona*.

Borsaures Natron, zweifach, $\dot{\mathrm{Na}}\dddot{\mathrm{B}}^2 + 10\dot{\mathrm{H}}$, (Borax). Klare, harte, schwerlösliche Krystalle; schmeckt und reagirt schwach alkalisch; bläht sich beim Erhitzen stark auf, unter Verlust seines Krystallwassers; schmilzt in der Glühhitze zu einem klaren Glas. Wird beim Löthen der Metalle, bei der Glasfabrication, als Flufs bei Metallreductionen, und zur Darstellung der Borsäure gebraucht. Kommt

unter dem Namen ***Tinkal***, mit einer seifenartigen Substanz überzogen, aus Tibet. Zum Theil wird er auch aus der natürlichen Borsäure- und kohlensaurem Natron gemacht. Das *neutrale* borsaure Natron, $Na\dddot{B}$, erhält man durch heftiges Glühen eines innigen Gemenges von 1 Atomgewicht Borax mit 1 Atomgewicht kohlensaurem Natron. Das Salz ist sehr schwer schmelzbar, in Wasser leicht löslich, krystallisirbar. Es zieht Kohlensäure aus der Luft an, und verwandelt sich in Borax und kohlensaures Natron.

Kieselsaures Natron. Wie kieselsaures ***Kali***. Das ***Glas*** ist ein amorphes zusammengeschmolzenes Gemenge von kieselsaurem Alkali mit kieselsaurer Kalkerde und häufig auch kieselsaurem Bleioxyd. Das Alkali ist entweder Kali, oder Natron, oder beide zugleich.

Die Haupt-Materialien zur Glasfabrication sind: *a*) Sand oder Quarz, *b*) Pottasche (zu den geringeren Sorten auch Holzasche), oder *c*) Soda (auch Glaubersalz), und *d*) Kalk. Diese Substanzen werden in bestimmten, durch die Erfahrung gefundenen Verhältnissen mit einander gemengt, und diese Masse (der ***Glassatz***) gewöhnlich zuvor eine Zeit lang, ohne zu schmelzen, geglüht (das ***Fritten***). Die so vorbereitete Masse (die ***Fritte***) wird hierauf noch glühend in die schon glühenden Häfen im Glasofen eingetragen, und nun durch anhaltendes starkes Feuer zu Glas geschmolzen. Im geschmolzenen Zustande hat das Glas eine eigenthümliche, dickflüssige, zähe Beschaffenheit, wovon seine Formbarkeit durch Blasen abhängt. Die meisten Glas-Gegenstände werden geblasen, andere werden gegossen (Hohlglas, Tafelglas und gegossenes Glas). Alle fertigen Gegenstände müssen, um nicht nachher bei Temperaturwechsel leicht zu springen, sehr langsam abgekühlt werden, und kommen zu diesem Endzwecke noch glühend in den dunkel glühenden Kühlofen, mit dem man sie erkalten läfst. Bei der Verfertigung des Bleiglases (Flintglas, Krystallglas) wird dem Glassatz noch eine gewisse Menge Mennige (rothes Bleioxyd) zugesetzt. Zum Bouteillenglas wird gewöhnliche Holzasche und selbst ausgelaugte Asche genommen. Bei der Verfertigung des weifsen Glases wird stets eine kleine Menge

Braunstein (Mangansuperoxyd) zugesetzt, welcher durch Entwickelung von Sauerstoffgas die Entfärbung des Glases bewirkt; zu demselben Endzweck auch etwas Salpeter.

Das Glas ist von verschiedener Schmelzbarkeit; das bleihaltige ist das leichtflüssigste. Die gefärbten Glasarten werden durch Zusatz von färbenden Metalloxyden hervorgebracht, z. B. rothes durch Goldpurpur oder Kupferoxydul, blaues durch Kobaltoxyd, grünes durch Kupferoxyd, weifses durch Zinnoxyd u. s. w. Das Milchglas wird durch Zusatz von gebrannten Knochen erhalten. Die Masse zu den künstlichen Edelsteinen (Glasflüssen) ist ein, durch ein Metalloxyd gefärbtes, leicht schmelzbares reines Bleiglas. Das Email ist ebenfalls ein bleihaltiges, gewöhnlich durch Zinnoxyd weifs und undurchsichtig gemachtes Glas.

Natrium-Sulfarseniat, $\overset{\prime}{Na}^3 \overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{As} + 15 \dot{H}$, entsteht, wenn 15 Th. Auripigment mit 20 Th. kohlensaurem Natron, 6 Th. Schwefel und 3 Th. Kohle zusammengeschmolzen, die Masse nachher in Wasser aufgelöst, mit 4 Th. Schwefel erhitzt, filtrirt und die Lösung mit einer Schicht Alkohol übergossen hingestellt wird. Es bildet farblose, sehr glänzende, luftbeständige Krystalle. Aus seiner Lösung fällen Säuren, unter Schwefelwasserstoff-Entwickelung, blafsgelbes Arseniksulfid.

Natrium-Sulfantimoniat, $\overset{\prime}{Na}^3 \overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{Sb} + 18 \dot{H}$, krystallisirt in grofsen, gelben Tetraëdern, ist in Wasser leicht löslich und nach Verlust des Wassers ohne Zersetzung in Glühhitze schmelzbar. Aus seiner Lösung fällen Säuren, unter Schwefelwasserstoff-Entwickelung, orangefarbenes Antimonsulfid (Sulphur auratum), welches auf diese Weise bereitet wird. Man erhält dieses Salz durch Zusammenschmelzen von 8 Th. wasserfreiem schwefelsauren Natron, 4 Th. schwarzem Schwefelantimon und 1 Th. Kohlenpulver, Auflösen der Masse in Wasser und Kochen der Lösung mit 1 Th. Schwefel, bis dieser sich aufgelöst hat. Aus der filtrirten Lösung scheidet sich das Salz in Krystallen ab. An der Luft wird es allmählig zersetzt.

3. Lithium.

Vorkommen. Bis jetzt sehr selten, als Lithion, nur in einigen seltneren Mineralien; mit Kieselsäure vorzüglich im Petalit (2,7 Procent), im Spodumen (4 Procent), mit Phosphorsäure im Triphyllin (3,4 Procent).

Das Lithium ist kaum bekannt; scheint sich ähnlich zu verhalten, wie die vorhergehenden Metalle.

Das *Lithion*, 1817 von Arfvedson entdeckt, verhält sich als Hydrat ähnlich dem Kalihydrat, wird aber an der Luft nicht feucht und ist im Wasser schwer löslich. Beim Schmelzen in Platingefäfsen greift es dieselben sehr stark an, was als Kennzeichen für dieses Alkali dienen kann. Das *kohlensaure* Lithion bedarf 100 Th. Wasser zur Auflösung. Das *phosphorsaure* Lithion wird als ein weifses Pulver niedergeschlagen. Mit phosphorsaurem Natron bildet es ein kaum lösliches Doppelsalz, dessen Schwerlöslichkeit man zur Unterscheidung und Trennung des Lithions von anderen Alkalien benutzt. Das geglühte Doppelsalz enthält 12,32 Procent Lithion. Das *Chlorlithium* krystallisirt in Würfeln und ist höchst zerfliefslich.

Die Anwendung des Lithions ist unbedeutend; es kommt zu den Bestandtheilen einiger künstlichen Mineralwässer, weil es in mehreren natürlichen, böhmischen Mineralquellen in geringer Menge enthalten ist.

4. Ammonium.

Das Ammonium ist kein einfacher Stoff, sondern ist aus Stickstoff und Wasserstoff zusammengesetzt; auch kennt man es noch nicht im ungebundenen Zustand, man nimmt es nur in seinen Verbindungen existirend an, und hält es für einen metallartigen Körper, weil es die Eigenschaft hat, mit Quecksilber ein festes Amalgam zu geben. Dieses Amalgam entsteht, wenn man den —Poldraht einer electrischen Säule in Quecksilber, welches unter flüssigem Ammoniak liegt, und den +Poldraht der Säule in das Ammoniak leitet. Dieses Amalgam zersetzt sich aufser dem electrischen Kreise sogleich in Quecksilber, Ammoniak und Wasserstoff-

gas, und zwar in solchem Verhältnisse, daſs man das Ammonium als aus 1 Volumen Stickgas und 4 Volumen Wasserstoffgas zusammengesetzt betrachten kann. 1 Volumen Stickgas und 3 Volumen Wasserstoffgas dagegen bilden das, in seiner Zusammensetzung von den anderen Alkalien abweichende, sogenannte flüchtige Alkali, das *Ammoniak*.

Ammoniak.

Eigenschaften. Farbloses Gas, von sehr heftigem, eigenthümlichem Geruch; von 0,59 spec. Gewicht; durch starke Abkühlung oder starken Druck zu einer farblosen, dünnen Flüssigkeit condensirbar. Reagirt und schmeckt scharf alkalisch; bildet in Berührung mit sauren Gasen dicke, weiſse Nebel. Durch eine mit Metalldraht gefüllte glühende Röhre geleitet, wird es zersetzt, verdoppelt dabei seinen Umfang, und wird in ein Gemenge von 3 Maaſs Wasserstoffgas und 1 Maaſs Stickgas verwandelt. Das Ammoniakgas besteht demnach aus:

	Volumen	Spec. Gew.	Aequiv.	
Stickstoff	1	0,9760	1	= 82,544
Wasserstoff	3	0,2064	3	= 17,456
Verdichtet zu 2 Ammoniakgas		0,5912	1 NH^3	= 214,474.

In der Luft ist es nur schwer verbrennbar; mit reinem Sauerstoffgas gemengt, läſst es sich durch den electrischen Funken entzünden, und verbrennt zu Wasser und Stickgas. Platinschwamm, in dem Gasgemenge erhitzt, erzeugt Salpetersäure und Wasser. Manche Metalloxyde, in Ammoniakgas schwach erhitzt, bilden damit Wasser und Stickstoffmetalle. — Mit Chlorgas entzündet sich das Ammoniakgas bei gewöhnlicher Temperatur und gibt Stickgas und Salmiak (Chlorwasserstoff-Ammoniak). Chlorgas, durch wäſsriges Ammoniak geleitet, zersetzt dasselbe mit Heftigkeit, ebenfalls unter Bildung von Salmiak und Stickgas, welches mit Aufbrausen weggeht. Chlorgas mit der Lösung eines Ammoniaksalzes in Berührung, bildet Chlorstickstoff. Jod wird von wäſsrigem Ammoniak in Jodstickstoff verwandelt (S. 23.).

Bildung und Darstellung. Das Ammoniak läſst sich

nicht durch unmittelbare Vereinigung seiner Elemente hervorbringen. Es kann aber unter vielerlei Umständen aus Stickstoff-Verbindungen gebildet werden. Es entsteht z. B., wenn ein Gemenge von Stickoxydgas und Wasserstoffgas mit erhitztem Platinschwamm in Berührung kommt, wenn sich Cyansäure oder Cyankalium mit Wasser zersetzen, wenn sich ein wasserzersetzendes Metall in verdünnter Salpetersäure auflöst. Am häufigsten entsteht es bei den verschiedenartigsten Zersetzungen organischer stickstoffhaltiger Körper. Bei allen wird der Stickstoff in Ammoniak verwandelt, wenn sie in Vermischung mit Kalihydrat bis zu ihrer Zersetzung erhitzt werden. Am gewöhnlichsten und technisch wird das Ammoniak durch trockne Destillation derselben erzeugt (s. Salmiak). Das reine Ammoniak erhält man durch Erhitzen von 1 Th. Salmiak mit 2 Th. gebranntem Kalk in einem Gasentwickelungsapparat; als Gas mufs es über Quecksilber aufgefangen werden.

Wäfsriges Ammoniak, Salmiakgeist. — Ammoniakgas wird sehr rasch und in grofser Menge von Wasser aufgelöst; 1 Maafs Wasser kann bei niedriger Temperatur 670 Maafs Gas auflösen, und bekommt dadurch 0,875 spec. Gewicht, da es bedeutend an Umfang zunimmt. In dieser Gestalt wird das Ammoniak gewöhnlich angewendet. Das wäfsrige Ammoniak riecht wie das Gas, schmeckt höchst brennend, macht auf der Haut Blasen, und verliert an der Luft oder durch Kochen sein Ammoniak.

Schwefelammonium, $\overset{\prime}{N}H^4$. Entsteht durch Vereinigung von Ammoniakgas mit seinem halben Volumen Schwefelwasserstoffgas. Farblose, höchst flüchtige, stark und übelriechende, nadelförmige Krystalle. Das Schwefelammonium ist eine Schwefelbasis.

Unter gewissen Umständen kann aus der Zusammensetzung des Ammoniaks 1 Aequivalent Wasserstoff austreten, wodurch eine Verbindung $= NH^2$ entsteht. Diese Verbindung, die man *Amid* genannt hat, ist zwar bis jetzt so wenig wie das Ammonium für sich darstellbar, sie kann aber in mehreren Verbindungen existirend angenommen werden (s. oxalsaures Ammoniak).

Salze.

Das Ammoniak neutralisirt sich mit den Säuren so vollständig, wie die vorhergehenden Basen, wiewohl es eine schwächere Base als diese ist, und von ihnen aus seinen Salzen ausgetrieben wird. Die neutralen Ammoniaksalze bestehen aus 1 Atom Säure und 1 Aequivalent Ammoniak; alle enthalten 1 Atom Wasser, welches nicht ohne Zersetzung des Salzes abzuscheiden ist. Der Sauerstoff dieses Wassers verhält sich also stets zu dem der Säure, wie der Sauerstoff einer jeden Basis, wodurch dieselbe Säure neutralisirt wird; der Wasserstoff aber beträgt gerade so viel, dafs man sich dadurch das Ammoniak in Ammonium verwandelt denken kann. Betrachtet man dieses Wasseratom als zum Ammoniak gehörend, so sind die vom Ammoniak gebildeten Sauerstoffsalze, in Uebereinstimmung mit den Salzen anderer Basen, Verbindungen der Säuren mit einem Oxyd, mit dem Ammoniumoxyd, $=\dot{N}H^4$. Das wäfsrige Ammoniak ist *Ammoniumoxydhydrat*.

Die Wasserstoffsäuren vereinigen sich mit dem Ammoniak stets in einem solchen Verhältnifs, dafs der Wasserstoff der Säure mit dem Ammoniak Ammonium bildet. Bringt man z. B. Chlorwasserstoffsäuregas mit Ammoniakgas in Berührung, so verdichtet sich genau 1 Maafs des einen Gases mit 1 Maafs vom anderen zu einem festen, neutralen Salz, zu Salmiak oder chlorwasserstoffsaurem Ammoniak; dieses kann man aber auch eben so wohl als Chlorammonium betrachten, da, wie aus der Zusammensetzung der Gase hervorgeht, der Wasserstoff des sauren Gases gerade hinreicht, um das Ammoniak in Ammonium zu verwandeln.

Die meisten Ammoniaksalze schmecken stechend salzig. Im Feuer verflüchtigen sie sich entweder unzersetzt (Salmiak), oder sie zersetzen sich (phosphorsaures Ammoniak). Mit den Alkalien und alkalischen Erden entwickeln sie sogleich Ammoniak, erkennbar am Geruch und an der Eigenschaft, mit einer darüber gehaltenen flüchtigen Säure Nebel zu bilden. In Auflösung geben sie mit Chlorplatin dieselbe Reaction wie die Kaliumsalze.

Chlorammonium, chlorwasserstoffsaures Ammoniak, Salmiak, NH^4Cl, — das wichtigste Ammoniaksalz, entsteht durch Vereinigung der beiden Gase, oder durch Sättigung von wäfsrigem Ammoniak mit Salzsäure. Fabrikmäfsig wird er dadurch gewonnen, dafs thierische Stoffe (Horn, Klauen, Knochen) der trocknen Destillation unterworfen werden, und das dabei, unter anderen Producten, abdestillirende kohlensaure Ammoniak entweder unmittelbar mit Salzsäure, oder auch mit Schwefelsäure gesättigt, und das erhaltene krystallisirte schwefelsaure Ammoniak alsdann mit Kochsalz zersetzt, und so in Salmiak verwandelt wird. — Im Handel kommt der Salmiak in Gestalt von, durch Sublimation erhaltenen, runden, durchscheinenden, zähen Kuchen von faserig krystallinischem Gefüge vor. Er schmeckt scharf salzig, ist im Wasser leicht löslich, und krystallisirt daraus in Octaëdern und Würfeln. Verdampft beim Erhitzen unzersetzt.

Cyanammonium, NH^4Cy. Farblose, höchst flüchtige, nach Blausäure riechende Krystalle, die sich sehr rasch zersetzen. Entsteht durch Erwärmen eines Gemenges von Cyankalium mit Salmiak; in aufgelöster Form durch Sättigen von Cyanwasserstoffsäure mit Ammoniak oder durch Destillation von 3 Th. Salmiak mit 2 Th. Kaliumeisencyanür und 10 Th. Wasser.

Schwefelsaures Ammoniak, $\dot{N}H^4\dddot{S}+\dot{H}$. Farblose, luftbeständige, in Wasser leicht lösliche Krystalle. Wird beim Erhitzen gröfstentheils in sublimirendes schwefligsaures Ammoniak verwandelt. Enthält 2 Atome Wasser, wovon das eine zum Ammoniumoxyd gehört, das andere sich durch Erwärmen austreiben läfst.

Salpetersaures Ammoniak, $\dot{N}H^4\ddot{\ddot{N}}$. Prismatische, in der Luft zerfliefsliche Krystalle; es schmilzt bei gelindem Erhitzen und zersetzt sich in Wasser und Stickoxydulgas (vergl. S. 45.).

Salpetrigsaures Ammoniak, $\dot{N}H^4\dddot{N}$. Wird schon durch blofses Erwärmen seiner Auflösung vollständig in Wasser und Stickgas verwandelt.

Phosphorsaures Ammoniak, $\dot{\overline{N}}H^4\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\overline{P}}+2\dot{\overline{H}}$, bildet grofse, klare Krystalle, und wird erhalten durch Sättigung der aus Knochen abgeschiedenen Phosphorsäure mit Ammoniak und Abdampfen; wird im Feuer in Ammoniak und Phosphorsäure zersetzt. Aus einer alkalischen Lösung krystallisirt das Salz $(2\dot{\overline{N}}H^4+\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\overline{P}})+\dot{\overline{H}}$.

Phosphorsaures Natron-Ammoniak (Phosphorsalz), krystallisirt aus verdunstendem Urin, oder aus einem Gemische von 6 Th. phosphorsaurem Natron und 1 Th. Salmiak in 2 Th. heifsem Wasser. Wird zu Löthrohrproben gebraucht.

Arseniksaures Ammoniak, $(2\dot{\overline{N}}H^4+\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\overline{As}})+\dot{\overline{H}}$ und $\dot{\overline{N}}H^4\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\overline{As}}+2\dot{\overline{H}}$, sind wohl krystallisirende, leicht lösliche Salze.

Kieselsaures Ammoniak existirt nicht.

Kohlensaures Ammoniak existirt in vielen Sättigungsstufen. Das gewöhnlichste ist das Sesquicarbonat, $2\dot{\overline{N}}H^4+\ddot{C}^3$, welches bei der trocknen Destillation von Thierstoffen, oder durch Sublimation eines Gemenges von 1 Th. Salmiak mit 2 Th. Kreide gebildet wird. Weifse, sehr flüchtige, wie Ammoniak riechende Masse; in Wasser leicht löslich und krystallisirbar. In schlecht verwahrten Gefäfsen verwandelt es sich in *zweifach-kohlensaures* Salz.

Oxalsaures Ammoniak, $\dot{\overline{N}}H^4\dddot{C}+\dot{\overline{H}}$. Farblose, klare, schwerlösliche Krystalle. Wird bei Analysen zur Abscheidung der Kalkerde gebraucht. Hat dieselbe Zusammensetzung, wie eine Verbindung von Cyan mit 5 Atomen Wasser.

Wird wasserfreies oxalsaures Ammoniak erhitzt, so zerlegt es sich in Wasser und in *Oxamid*. Durch theilweise Zersetzung des letzteren entstehen zugleich kohlensaures Ammoniak, Kohlenoxydgas und Cyangas.

Das *Oxamid*, $C^2\overline{N}H^2O^2$, ist ein weifser, pulverförmiger, geruchloser, in Wasser fast unlöslicher Körper. Es kann als die Verbindung des Amids mit Kohlenoxyd betrachtet werden, $=\overline{N}H^2+2\dot{C}$. Zu seiner Zusammensetzung die Elemente von 2 At. Wasser hinzugefügt, gibt oxalsaures Ammoniak. Unter höherem Druck mit Wasser bis zu 200° erhitzt, verwandelt es sich in oxalsaures Ammoniak. Die-

selbe Verwandlung erleidet es beim Erhitzen mit einer concentrirten Kalilösung oder mit concentrirter Schwefelsäure, nur dafs in letzterem Fall die Oxalsäure in Kohlensäure und Kohlenoxydgas zerfällt.

Cyansaures Ammoniak, $\dot{N}H^4\dot{C}y$. Durch unmittelbare Vereinigung der wasserhaltigen Cyansäure mit Ammoniak entsteht cyansaures Ammoniak, ein weifses, krystallinisches Salz, welches sich gegen Säuren und Alkalien wie die cyansauren Salze im Allgemeinen verhält. Es entsteht auch durch Zersetzung von cyansaurem Silberoxyd mit Salmiak.

Erhitzt man das cyansaure Ammoniak, oder kocht man seine Auflösung in Wasser, oder läfst sie verdunsten, so verwandelt es sich, in Folge einer Umsetzung seiner Elemente und ohne quantitative Veränderung seiner Zusammensetzung, in einen ganz anderen Körper, in *Harnstoff*, $C^2N^2H^4O^2$, der nun weder Ammoniak noch Cyansäure enthält.

Der *Harnstoff* findet sich fertig gebildet im Harn der Thiere und Menschen, und macht seinen wesentlichsten Bestandtheil aus. Ueber seine Abscheidung daraus und seine übrigen Eigenschaften siehe Th. II. S. 159. Er krystallisirt in farblosen, leicht löslichen Prismen. Bei gewöhnlicher Temperatur wird er weder von verdünnten Säuren, noch von Alkalien zersetzt. Eben so wenig zersetzt er sich mit aufgelösten Metallsalzen.

Wird der Harnstoff über seinen Schmelzpunkt hinaus *erhitzt*, so treten seine Elemente auf eine andere Weise unter einander in Verbindung, nämlich zu Ammoniak und zu Cyanursäure. Er geräth dabei, unter Entwickelung von viel Ammoniakgas, in's Kochen, und ist zuletzt vollständig in Cyanursäure verwandelt (siehe Cyanursäure).

Addirt man zur Zusammensetzung des Harnstoffs die Bestandtheile von 2 Atomen Wasser, so bekommt man die Zusammensetzung des kohlensauren Ammoniaks. In der That verwandelt sich auch der in Wasser aufgelöste Harnstoff, indem er sich mit Wasser zersetzt, unter gewissen Umständen in dieses Salz, und diefs ist der Grund der Ammoniak-Bildung in faulendem Harn, die so bedeutend ist, dafs daraus im Grofsen Salmiak fabricirt wird. — Auf

gleiche Weise wird der Harnstoff durch Einwirkung von concentrirten Säuren oder kaustischen Alkalien in Kohlensäure und Ammoniak umgewandelt.

Ammonium-Sulfhydrat (Schwefelwasserstoff-Ammoniak), $NH^4 H$. Farblose, höchst flüchtige, an der Luft sich rasch gelb färbende Krystalle. Entsteht durch Vereinigung gleicher Volumina der Gase. Wird in aufgelöster Form erhalten durch Sättigung von wäfsrigem Ammoniak mit Schwefelwasserstoffgas. Farblose, stark nach Schwefelwasserstoff und Ammoniak riechende Flüssigkeit, die in der analytischen Chemie sehr häufig zur Entdeckung und Scheidung der Metalle gebraucht wird.

Schwefelcyan-Ammonium, $NH^4 + C^2 NS^2$. Farbloses, zerfliefsliches Salz. Zersetzt sich beim Erhitzen in Ammoniak, Kohlensulfid, Schwefelammonium und Melam.

Das *Melam*, $C^{12} N^{11} H^9$, wird am besten erhalten durch Erhitzen von 1 Th. Schwefelcyankalium mit 2 Th. Salmiak bis zum Schmelzpunkt des ersteren, und Auslaugen des Chlorkaliums mit Wasser. — Farbloser, nicht krystallisirbarer, in Wasser unlöslicher Körper. Löst sich in heifser concentrirter Schwefelsäure. Wird die mit Wasser verdünnte Lösung gekocht, so verwandelt es sich in Ammoniak und in Cyanursäure. Beim Erhitzen für sich zerlegt es sich in Ammoniak und in Mellon.

Das *Mellon*, $C^6 N^4$, ist ein citrongelbes, in Wasser unlösliches Pulver. Zerlegt sich in Glühhitze in Cyan *und* Stickgas. Verbindet sich, wie das Cyan, beim Erhitzen direct mit Kalium. Aus Wasser krystallisirt das Mellonkalium in farblosen, feinen Prismen. Säuren scheiden daraus *Mellonwasserstoff*, $C^6 N^4 + H$, als eine weifse, gelatinöse, schwerlösliche Masse ab. Mit Metalloxyden bildet sie Wasser und Mellonmetalle.

Melamin, $C^6 N^6 H^6$, entsteht durch Auflösen von Melam in einer kochenden Kalilösung. Aus der durch Abdampfen concentrirten Lösung scheidet sich das Melamin in ziemlich grofsen farblosen, durchscheinenden Krystallen ab. In der Wärme schmilzt es und sublimirt sich grofsentheils

theils unverändert. Es ist wie das Ammoniak eine Salzbasis und vereinigt sich mit den Säuren.

Ammelin, $C^6 \bar{N}^5 H^5 O^2$, entsteht durch längeres Kochen von Melamin mit Säuren oder Alkalien. Man erhält es aus der Mutterlauge von der Bereitung des Melamins durch Neutralisiren mit Essigsäure. Bildet ein aus feinen Krystallnadeln bestehendes, in Wasser unlösliches weifses Pulver. Ist eine schwache Salzbasis, bildet z. B. mit Salpetersäure ein krystallisirbares Salz. Hinterläfst beim Erhitzen für sich reines Mellon.

Ammelid, $C^{12} \bar{N}^9 H^7 O^4 + 2\dot{H}$, entsteht bei der Auflösung von Melam, Melamin oder Ammelin in concentrirten Säuren. Durch Weingeist wird es daraus gefällt. Weifses, in Wasser unlösliches Pulver. Mit verdünnten Säuren gekocht, zerlegt es sich vollständig in Ammoniak und Cyanursäure.

Das Ammoniak verbindet sich ferner als solches, nicht als Ammoniumoxyd oder Ammonium, mit sehr vielen Haloïd- und Sauerstoff-Salzen. So z. B. wird es in grofser Menge und bestimmter Proportion absorbirt von trocknem Chlorsilber, Chlorcalcium, salpetersaurem Silberoxyd, schwefelsaurem Kupferoxyd etc.; es vereinigt sich oder zersetzt sich mit Chlorschwefel, Chlorphosphor, Fluorkiesel etc.

5. Barium.

Vorkommen. Als schwefelsaure und kohlensaure Baryterde.

Eigenschaften. Graues Metall, in der Luft und in Wasser sich rasch oxydirend. Noch wenig bekannt, da es sich bis jetzt nur vermittelst eines starken electrischen Stroms darstellen läfst.

Baryterde. Graulichweifse, erdige Substanz, von ätzendem, alkalischem Geschmack und alkalischer Reaction. In gewöhnlichem Feuer unschmelzbar. Spec. Gewicht 4,0. Besteht aus 1 At. Barium und 1 At. Sauerstoff, $= \dot{B}a$.

Die Baryterde wird gewöhnlich aus dem schwefelsauren Baryt (Schwerspath) erhalten, indem man ihn zuerst

durch Glühen mit Kohle in Schwefelbarium verwandelt. 8 Th. sehr fein geriebener Schwerspath werden mit 1 Th. Kohlenpulver und 2 Th. Harz oder Mehl genau vermischt und eine Stunde lang in einem bedeckten Tiegel stark geglüht. Aus der geglühten Masse wird mit kochendem Wasser das gebildete Schwefelbarium ausgezogen, die Auflösung mit Salpetersäure gesättigt, filtrirt, abgedampft, und die krystallisirte salpetersaure Baryterde in einem Porzellantiegel stark geglüht, worauf reine Baryterde zurückbleibt.

Baryterdehydrat. Reine Baryterde, mit Wasser benetzt, vereinigt sich damit unter sehr heftiger Erhitzung, und zerfällt zu weifsem, pulverförmigem Hydrat. Es schmilzt in der Glühhitze, ohne sein Wasser zu verlieren. Enthält 10,53 Procent oder 1 Atom Wasser. — Ist giftig. In kochendem Wasser leicht löslich, schiefst daraus beim Erkalten in Krystallen an, — Baryterdehydrat mit Krystallwasser. Wird am einfachsten erhalten durch Kochen der Schwefelbarium-Lösung mit Kupferoxyd. Löst sich in 20 Th. kalten Wassers (Barytwasser). Diese Auflösung schmeckt und reagirt alkalisch, bedeckt sich an der Luft mit einer weifsen Haut oder Rinde, indem sie, wie die reine Erde und das feste Hydrat, Kohlensäure anzieht, und wird zu reinem Wasser.

Bariumsuperoxyd entsteht durch gelindes Glühen von reiner Baryterde in Sauerstoffgas. Graue, erdige Masse, die doppelt so viel Sauerstoff als die Baryterde enthält. Zerfällt mit Wasser zu einem weifsen, pulverförmigen Hydrat, welches mit verdünnten Säuren die gewöhnlichen Bariumsalze bildet, ohne dafs sich Sauerstoff entwickelt, indem das zweite Sauerstoffatom mit Wasser Wasserstoffsuperoxyd erzeugt. Dieses ist der einzige Weg, auf welchem letzteres hervorgebracht werden kann, worauf sich seine Anwendung zur Darstellung des letzteren gründet.

Salze.

Die auflöslichen Barium-Salze sind dadurch ausgezeichnet, dafs Schwefelsäure oder schwefelsaure Salze in ihrer Auflösung einen weifsen, in Säuren ganz unlöslichen Niederschlag bewirken.

Chlorbarium, Ba Cl. Erhitzte Baryterde wird in Chlorwasserstoffgas glühend, unter Bildung von Chlorbarium und Wasser. Baryterde, in Chlorgas erhitzt, wird zu Chlorbarium, unter Abscheidung von ½ Maafs Sauerstoffgas. Das Chlorbarium ist eine weifse, in starker Glühhitze schmelzende, in Wasser lösliche Masse. Aus der Auflösung krystallisirt es in tafelförmigen, klaren Krystallen mit 2 At. Krystallwasser, von scharfem, unangenehmem Geschmack. In dieser Gestalt erhält man es am wohlfeilsten durch Sättigen der Schwefelbarium-Auflösung mit Salzsäure.

Fluorkieselbarium, $3BaF + 2SiF^3$, scheidet sich als krystallinischer Niederschlag ab beim Vermischen eines gelösten Bariumsalzes mit Kieselfluorwasserstoffsäure.

Schwefelsaure Baryterde, $\dot{Ba}\dddot{S}$, kommt als Mineral krystallisirt vor und wird in der Mineralogie *Schwerspath* genannt. Die Krystalle sind häufig grofs, farblos und durchsichtig; spec. Gewicht über 4. Das künstlich dargestellte Salz bildet stets ein weifses, selbst in Säuren ganz unlösliches Pulver. Man erhält es z. B. durch Fällung von Chlorbariumlösung mit Schwefelsäure. Wegen der absoluten Unlöslichkeit dieses Salzes oder vollständigen Fällbarkeit der Baryterde durch Schwefelsäure, bedient man sich der Baryterde bei Analysen zur Entdeckung der kleinsten Mengen Schwefelsäure und zu ihrer quantitativen Abscheidung. — Mit gemahlenem Schwerspath wird häufig das Bleiweifs versetzt.

Unterschwefelsaure Baryterde, $\dot{Ba}\dddot{S} + 2\dot{H}$, bildet grofse, in Wasser leichtlösliche Krystalle. *Schwefligsaure*, $\dot{Ba}\ddot{S}$, ist ein weifses, unlösliches Pulver. *Unterschwefligsaure*, $\dot{Ba}\ddot{S}$, krystallisirt aus der Schwefelbarium-Lösung, wenn sie längere Zeit in der Luft steht, in nadelförmigen, sehr schwerlöslichen Krystallen.

Selensaure Baryterde, $\dot{Ba}\dddot{Se}$, verhält sich ganz ähnlich dem schwefelsauren Salz.

Phosphorsaure und arseniksaure Baryterde, $\dot{Ba}^2\dddot{P}$, bilden weifse, in Wasser kaum lösliche Niederschläge.

Salpetersaure Baryterde, $\dot{Ba}\dddot{N}$, ist in Wasser löslich und krystallisirt in Octaëdern.

Kohlensaure Baryterde, $\dot{Ba}\ddot{C}$, kommt im Mineralreich krystallisirt vor als *Witherit.* Die künstlich dargestellte ist ein weifses, in Wasser unlösliches Pulver; wird erhalten durch Fällung, z. B. von Schwefelbarium mit kohlensaurem Kali.

Die Baryterde ist 1774 von Scheele entdeckt worden.

6. Strontium.

Vorkommen. Weniger häufig als die Baryterde, ebenfalls als schwefelsaure und kohlensaure Strontianerde.

Das Strontium ist noch wenig bekannt. In seinen Verbindungen ist es dem Barium so ähnlich, wie das Natrium dem Kalium.

Strontianerde ist in jeder Beziehung der Baryterde höchst ähnlich, und wird auch auf dieselbe Weise aus der schwefelsauren Strontianerde gewonnen.

Die auflöslichen Strontium-Salze werden, wie die Barium-Salze, durch Schwefelsäure gefällt. Sie unterscheiden sich aber von diesen unter anderem dadurch, dafs ihre Auflösung nicht durch Kieselfluorwasserstoffsäure gefällt wird, und dafs sie die Flamme brennender Körper schön purpurroth färben. Auf letztere Eigenschaft gründet sich die Anwendung der salpetersauren Strontianerde zu Feuerwerken. Das *Chlorstrontium* bildet zerfliefsliche Krystalle.

Die Strontianerde besteht aus 1 Atom Strontium und 1 Atom Sauerstoff, $=\dot{Sr}$. Sie ist zuerst 1790 von der Baryterde unterschieden worden.

7. Calcium.

Vorkommen. Unter den Alkalimetallen das verbreitetste. Findet sich als Kalkerde in allen drei Naturreichen. Bildet als kohlensaure und schwefelsaure Kalkerde ganze Gebirge und Lager, als phosphorsaure die Knochen der Thiere.

Eigenschaften. Das Calcium, bis jetzt nur vermittelst der electrischen Säule abscheidbar, ist ein weifses, glänzen-

des, in der Luft und in Wasser sich schnell oxydirendes Metall.

Kalkerde. Die reine Kalkerde bildet eine weifse, erdige, in gewöhnlichem Feuer unschmelzbare Substanz, von alkalischem Geschmack und alkalischer Reaction; 2,0 spec. Gewicht. Man erhält sie durch heftiges Glühen von reiner kohlensaurer Kalkerde (Marmor), welche dabei die Kohlensäure verliert. Im Grofsen mit dem gewöhnlichen Kalkstein in den Kalköfen ausgeführt, ist diese Operation unter dem Namen *Kalkbrennen* bekannt; der *gebrannte* Kalk ist also eine kohlensäurefreie, nur mehr oder weniger durch fremde Einmengungen verunreinigte Kalkerde. In der Luft zerfällt er nach und nach, indem er Kohlensäure und Wasser anzieht. — Die Kalkerde besteht aus 1 Atom Calcium und 1 Atom Sauerstoff, $= \dot{C}a$; sie enthält 28 Procent Sauerstoff.

Kalkerdehydrat. Mit Wasser benetzt, erhitzt sich der gebrannte Kalk sehr heftig und zerfällt zu einem aufgequollenen, weifsen Pulver, Kalkerdehydrat (gelöschter Kalk), welches 25 Procent oder 1 Atom Wasser enthält, das erst in schwacher Glühhitze wieder auszutreiben ist. Die Bildung dieses Hydrats wird im gewöhnlichen Leben das *Löschen des Kalks* genannt. Kalk, welcher zu viel fremde Beimengungen, namentlich Kieselerde und Thonerde, enthält, löscht sich, besonders nach zu heftigem Brennen, nicht (bildet kein Hydrat), und wird *todtgebrannter* Kalk genannt; die Ursache davon ist die beim Brennen eingetretene chemische Vereinigung der eingemengten Kieselsäure und Thonerde mit der Kalkerde. Wird beim Löschen des Kalkes mehr Wasser zugegossen, als zur Bildung des Hydrats erforderlich ist, so bildet dieses einen weifsen Brei, und mit noch mehr Wasser die sogenannte Kalkmilch. Läfst man diese sich klären, so bleibt über dem abgesetzten Kalkhydrat das *Kalkwasser* stehen, eine Auflösung von Kalkerde in Wasser. Es schmeckt und reagirt alkalisch, und bedeckt sich an der Luft mit einer Haut von kohlensaurem Kalk, verliert daher in der Luft bald seinen ganzen Kalkgehalt; 1 Th. Kalkerde braucht ungefähr 1000 Th. Wasser zur Auflösung.

Der Kalk wird darum gebrannt und gelöscht, weil er im Zustand von Hydrat die Eigenschaft hat, sich mit Sand zu einer bindenden, allmählig erhärtenden Masse, dem ***Mörtel***, zu verbinden. Der gewöhnliche Mörtel (Luftmörtel) erhärtet aber nur in der Luft und nicht unter Wasser. Zu Wasserbauten wird daher der Wassermörtel (hydraulische Mörtel, Cement) angewendet, der durch Brennen eines Gemenges von Kalk mit kiesel- und thonerdehaltigen Substanzen, oder durch schwaches Brennen von sogenanntem mageren Kalkstein (thon- und kieselerdehaltigem Kalk) erhalten wird. Der Wassermörtel erhärtet nicht allein sehr schnell an der Luft, sondern auch nach und nach unter Wasser zu einer steinharten Masse.

Von der Kalkerde macht man aufserdem noch sehr mannichfaltige, technische Anwendungen.

Schwefelcalcium, $\overset{,}{Ca}$, wird erhalten: *a*) durch Glühen von schwefelsaurer Kalkerde (Gyps) mit Kohle; *b*) durch Glühen von Kalkerde in Schwefelwasserstoffgas; *c*) durch Glühen von Kalkerde mit Schwefel. — Gelblichweifse, erdige, unschmelzbare Substanz von hepatischem Geschmack. Kaum in Wasser löslich. Leuchtet, nach dem Aussetzen in den Sonnenschein, im Dunkeln. Wird Kalkhydrat mit Wasser und überschüssigem Schwefel gekocht, so entsteht eine gelbe Auflösung, welche unterschwefligsaure Kalkerde und leichtlösliches *Fünffach-Schwefelcalcium,* CaS^5, enthält.

Phosphorcalcium entsteht, mit phosphorsaurer Kalkerde gemengt, wenn man auf glühende Kalkerde in einem kleinen Glaskolben Phosphorstücke wirft. — Rothbraune Masse, die an der Luft zerfällt, und in Wasser Phosphorwasserstoffgas entwickelt.

Salze.

Die auflöslichen Calcium-Salze sind besonders dadurch zu unterscheiden, dafs ihre, selbst sehr verdünnten, Auflösungen mit Oxalsäure einen weifsen, in Salpetersäure löslichen, in Essigsäure unlöslichen Niederschlag geben. Schwefelsäure bildet nur in ihren concentrirten Lösungen einen krystallinischen Niederschlag.

Chlorcalcium (salzsaure Kalkerde), Ca Cl. Entsteht wie das Chlorbarium. Man erhält es auch durch Auflösen von Marmor in Salzsäure, Abdampfen und Schmelzen, oder als Nebenproduct bei der Bereitung des Ammoniaks. Weifse, krystallinische, schmelzbare Substanz, von bitterlich-salzigem Geschmack; zieht sehr rasch Feuchtigkeit aus der Luft an und zerfliefst, wird daher zum Trocknen feuchter Gase und zum Entwässern von Flüssigkeiten angewendet. Löst sich unter Erhitzung in Wasser, und krystallisirt aus seiner concentrirten Auflösung in klaren, säulenförmigen Krystallen mit 49 Procent oder 6 Atomen Krystallwasser, die sich unter starker Kälteerzeugung in Wasser lösen und beim Vermischen mit Schnee eine Kälte von — 40° hervorbringen.

Fluorcalcium, Flufsspath, CaF. Das natürliche kommt in Würfeln und Octaëdern, theils farblos, theils mannichfaltig und lebhaft gefärbt, vor; leuchtet beim Erwärmen im Dunkeln. Das künstliche bildet ein weifses, unlösliches Pulver. Der Flufsspath ist das Material zur Darstellung aller Fluorverbindungen; wegen seiner Schmelzbarkeit dient er öfters als Zuschlag oder Flufs beim Ausschmelzen der Erze.

Schwefelsaure Kalkerde, Gyps, $Ca\dot{S} + 2\dot{H}$. Macht ganze Berge aus. Bildet im dichteren, unreineren Zustande den *Gypsstein*, im reineren, körnig krystallinischen den *Alabaster,* im krystallisirten das *Marienglas*, und im wasserfreien Zustande den *Anhydrit.* Der krystallisirte Gyps ist farblos, durchsichtig, weich, etwas biegsam, und enthält, so wie auch der Gypsstein und Alabaster, 20,78 Procent Krystallwasser, welches noch unter der Glühhitze entweicht. Das *Brennen* des Gypses bezweckt das Austreiben dieses Wassers. Der gebrannte Gyps hat die Eigenschaft, mit Wasser angemacht, damit zu erhärten, d. h. sein Krystallwasser wieder aufzunehmen, und hierauf gründet sich seine Anwendung zum Giefsen von Büsten, Statuen u. s. w., ferner zum Gypsmörtel, zum Gypsmarmor oder Stuck. Zu stark gebrannter Gyps erhärtet mit Wasser nicht, weil er sich nicht mehr chemisch damit verbindet. In starker Glühhitze schmilzt er zu einer weifsen, undurchsichtigen Masse.

— Der Gyps ist in ungefähr 460 Theilen Wassers löslich und krystallisirt daraus in kleinen Nadeln; auch findet er sich in vielem Quellwasser aufgelöst. Aus der Auflösung eines anderen Kalkerdesalzes durch Schwefelsäure niedergeschlagen, bildet er einen aus zarten Krystallnadeln bestehenden, sehr dicken, weifsen Niederschlag.

Unterschwefelsaure Kalkerde, $\dot{Ca}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{S}} + 4\dot{\bar{H}}$, ist leicht löslich und krystallisirbar.

Schwefligsaure Kalkerde, $\dot{Ca}\ddot{S}$, ist ein sehr schwerlösliches, weifses Pulver.

Selensaure Kalkerde, $\dot{Ca}\dddot{Se} + 2\dot{\bar{H}}$, ist im Aeufsern nicht vom Gyps zu unterscheiden.

Salpetersaure Kalkerde, $\dot{Ca}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{N}}$, ist ein zerfliefsliches Salz; ist gewöhnlich in der Lauge von der Salpeter-Fabrication enthalten.

Phosphorsaure Kalkerde existirt in mehreren Sättigungsstufen. Der unorganische Theil der Knochen (die Knochenerde) besteht aus $\dot{Ca}^2\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{P}} + 2\dot{Ca}^3\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{P}}$. Es macht, nebst einer kleinen Menge kohlensaurer Kalkerde und Talkerde, die weifsgebrannten Knochen aus. Sie sind in Salpetersäure auflöslich, und Ammoniak schlägt daraus die Knochenerde wieder nieder. Der *Apatit*, ein krystallisirtes Mineral, ist $Ca\bar{Cl} + 3\dot{Ca}^3\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{P}}$.

Unterchlorigsaure Kalkerde (Chlorkalk), $\dot{Ca}\dot{\bar{Cl}}$, wird in festem Zustand und gemengt mit Chlorcalcium als ein weifses Pulver (Bleichpulver) erhalten durch Sättigung von Kalkhydrat mit Chlorgas, in flüssigem durch Sättigen von Kalkmilch mit Chlorgas. Riecht chlorartig und entwickelt mit Säuren Chlorgas. — Dient zum Bleichen, namentlich der baumwollenen Zeuge und der Leinwand u. s. w., zur Zerstörung fauler Gerüche und ansteckender Krankheitsstoffe.

Kohlensaure Kalkerde, $\dot{Ca}\ddot{C}$, bildet die Kalksteine, den Marmor, die Kreide, die Muschelschaalen etc.; im ganz reinen und krystallisirten Zustand den *Kalkspath*. Fast unauflöslich in Wasser; auflöslich in kohlensäurehaltigem Wasser. Gebrannter Kalk, indem er an der Luft zerfällt, verwandelt sich in ein basisches kohlensaures Salz mit Wasser, $= \dot{Ca}^2\ddot{C} + \dot{\bar{H}}$.

Oxalsaure Kalkerde, $\dot{\mathrm{Ca}}\dddot{\mathrm{C}}+\dot{\mathrm{H}}$. Weifses, in Wasser ganz unlösliches Pulver. Oxalsäure schlägt die Kalkerde aus jedem auflöslichen Kalkerdesalz nieder, dient daher zur Entdeckung und Abscheidung derselben. Wird durch schwaches Glühen in kohlensaure Kalkerde verwandelt, unter Entwickelung von Kohlenoxydgas. Findet sich häufig in Pflanzen.

Kieselsaure Kalkerde, $\dot{\mathrm{Ca}}^3\dddot{\mathrm{Si}}^2$, bildet ein krystallisirtes Mineral, den *Tafelspath*.

Kieselsaure Kali-Kalkerde bildet ein ausgezeichnet schön krystallisirtes Mineral, den *Apophyllit*, $=\dot{\mathrm{K}}\dddot{\mathrm{Si}}^2+8\dot{\mathrm{Ca}}\dddot{\mathrm{Si}}+16\dot{\mathrm{H}}$.

8. Magnesium.

Vorkommen. Als Talkerde in Verbindung mit mehreren Säuren, namentlich Schwefelsäure, Kieselsäure und Kohlensäure; weniger häufig als die Kalkerde.

Eigenschaften. Silberweifses, geschmeidiges, in Luft und Wasser unveränderliches Metall; verbrennt beim Erhitzen zu Talkerde. Wird durch Zersetzung von Chlormagnesium mit Natrium erhalten.

Talkerde (Bittererde, Magnesia). Feines, weifses, lockeres Pulver; geschmack- und geruchlos; in gewöhnlichem Feuer unschmelzbar; erhitzt sich nicht mit Wasser; fast unlöslich darin. Besteht aus 1 Atom Magnesium und 1 Atom Sauerstoff $=\dot{\mathrm{Mg}}$. — Wird erhalten durch Fällung einer Auflösung von schwefelsaurer Talkerde mit kohlensaurem Kali bei Siedhitze, Auswaschen des Niederschlags, Trocknen und Glühen.

Salze.

Die auflöslichen Magnesiumsalze sind durch einen eigenen, bitteren, unangenehmen Geschmack ausgezeichnet. Von Ammoniak wird nur ein Theil der Erde niedergeschlagen; ist die Auflösung verdünnt und enthält ein Ammoniaksalz, so fällt Ammoniak nichts. Von kohlensaurem Ammoniak werden sie nicht gefällt. Mit kaustischem und kohlensaurem Kali geben sie einen weifsen, gelatinösen Niederschlag, der in Salmiaklösung leicht löslich ist. Charakteristisch für

die Magnesiumsalze ist der weifse krystallinische Niederschlag, den phosphorsaures Ammoniak darin bildet (siehe phosphorsaure Ammoniak-Talkerde).

Chlormagnesium, $Mg\bar{C}l$. Grofsblättrig-krystallinische, schmelzbare weifse Substanz; sehr zerfliefslich. Findet sich aufgelöst in Salzsoolen und im Meerwasser. Entsteht durch Glühen von Talkerde in Chlorgas oder Chlorwasserstoffgas; oder durch Auflösen von Talkerde in Salzsäure, Vermischen der Auflösung mit Salmiak, Abdampfen und Erhitzen des Gemisches in einer Retorte bis zum Schmelzen.

Schwefelsaure Talkerde, Bittersalz, $\dot{M}g\dddot{S} + 7\dot{\bar{H}}$. Findet sich im Meerwasser und in Mineralquellen (Bitterwassern), aus welchen letzteren sie durch Abdampfen und Krystallisiren gewonnen wird. Bildet klare, säulenförmige Krystalle, mit 51 Procent Wasser; schmeckt bitter salzig; ist leicht auflöslich.

Salpetersaure Talkerde, $\dot{M}g\overset{\therefore}{\ddot{\bar{N}}}$, ein höchst zerfliefsliches Salz. Ist in der Salpeter-Mutterlauge enthalten.

Phosphorsaure Talkerde, $\dot{M}g^2\overset{\therefore}{\ddot{\bar{P}}}$, ist in verschiedenen Theilen der Thiere und Pflanzen, z. B. in den Saamen der Gräser, enthalten.

Phosphorsaure Ammoniak-Talkerde, $\bar{N}H^4\dot{M}g^2 + \overset{\therefore}{\ddot{\bar{P}}}$, bildet öfters die bei Thieren vorkommenden, steinigen Concretionen, setzt sich aus faulendem Harn in kleinen Krystallen ab, und fällt als ein krystallinisches Mehl nieder, wenn man zu einem aufgelösten Magnesiumsalz phosphorsaures Ammoniak, oder kohlensaures Ammoniak und phosphorsaures Natron mischt. In Wasser kaum löslich; in Wasser, welches phosphorsaures Alkali enthält, ganz unlöslich. Verwandelt sich im Glühen in $\dot{M}g^2\overset{\therefore}{\ddot{\bar{P}}}$, und dieses geglühte Salz enthält 36,67 Procent Talkerde. — Diese Verhältnisse benutzt man zur Unterscheidung und quantitativen Bestimmung der Talkerde, so wie zur Erkennung der Phosphorsäure.

Arseniksaure Talkerde, $\dot{M}g^2\overset{\therefore}{\ddot{A}}s$, weifs, in Wasser unlöslich. *Arseniksaure Ammoniak-Talkerde*, ganz ähnlich dem entsprechenden phosphorsauren Salz, nur etwas löslicher.

Kohlensaure Talkerde. Durch Zersetzung des schwe-

felsauren Salzes mit kohlensaurem Kali in der Siedhitze. Der ausgewaschene und getrocknete Niederschlag bildet eine weifse, zarte, leichte Masse, bekannt unter dem Namen *Magnesia.* Sie ist eine Verbindung von kohlensaurer Talkerde mit Talkerdehydrat, $=3\dot{Mg}\ddot{C}\dot{H}+\dot{Mg}\dot{H}$.

Kohlensaure Kalk-Talkerde bildet ein krystallisirtes Mineral, den *Bitterspath*, und eine Gebirgsart, den *Dolomit.*

Oxalsaure Talkerde, $\dot{Mg}\dddot{C}$. Unauflösliches Pulver. Aus ihrer Auflösung in Säuren wird sie nicht durch Ammoniak gefällt. Hierauf beruht die Scheidung der Talkerde von Kalkerde. Die Talkerdesalze werden nicht durch Oxalsäure oder zweifach-oxalsaures Kali gefällt.

Borsaure Talkerde, $\dot{Mg}^3\dddot{B}^4$, bildet ein krystallisirtes Mineral, den *Boracit.*

Kieselsaure Talkerde bildet, in verschiedenen Sättigungsstufen, mehrere Mineralien: $\dot{Mg}\dddot{Si}$ ist der *Speckstein;* $\dot{Mg}\dddot{Si}+\dot{H}$ der *Meerschaum;* $\dot{Mg}^3\dddot{Si}$ der *Chrysolith;* $3\dot{Mg}\dot{H}^2+2\dot{Mg}^3\dddot{Si}^2$ der *Serpentin.*

Kieselsaure Kalk-Talkerde, bildet den *Augit*, $=\dot{Ca}^3\dddot{Si}^2+\dot{Mg}^3\dddot{Si}^2$, und die *Hornblende* $=\dot{Ca}\dddot{Si}+\dot{Mg}^3\dddot{Si}^2$.

9. Aluminium.

Vorkommen. Als Thonerde, nächst der Kieselsäure der häufigste Bestandtheil des Mineralreiches.

Eigenschaften. Durch Zersetzung des Chloraluminiums mit Kalium erhalten, ist das Aluminium ein graues, bei Weifsglühhitze unschmelzbares Pulver, welches unter dem Polirstahl zinnweifsen Metallglanz annimmt. In Wasser und Luft bei gewöhnlicher Temperatur unveränderlich; in der Luft erhitzt, verbrennt es mit vielem Glanz zu Thonerde. In kaustischen Alkalien unter Wasserstoffgas-Entwickelung auflöslich.

Thonerde, Alaunerde (Aluminiumoxyd). Die reine Thonerde kommt als Mineral krystallisirt vor, als: *Saphir*, *Rubin* und *Corund* (gemengt als *Smirgel*); ist in diesem Zustand, nächst dem Diamant, der härteste Körper, von

4 spec. Gewicht. Die aus Verbindungen dargestellte ist ein weifses, geschmack- und geruchloses, in gewöhnlichen Feuersgraden unschmelzbares Pulver. Man erhält sie aus dem Alaun durch Fällung seiner Auflösung mit überschüssigem kohlensauren Kali, Auflösen des ausgewaschenen, kali- und schwefelsäurehaltigen Niederschlags in Salzsäure, Fällen mit Ammoniak, und Auswaschen und Trocknen des sehr voluminösen, gallertartigen Niederschlags. Dieser ist Thonerdehydrat, welches durch Glühen zu reiner Thonerde wird. In diesem Zustand ist sie in Säuren sehr schwer löslich. Von kaustischem Kali und Natron wird sie in bedeutender Menge aufgelöst, und verhält sich gegen starke Salzbasen überhaupt wie eine Säure; eine in Octaëdern krystallisirte Verbindung der Art ist der *Spinell* (Thonerde-Talkerde), $=\dot{Mg}\dddot{Al}$. Die Thonerde besteht aus 2 At. Aluminium und 3 At. Sauerstoff, $=\dddot{Al}$, und ist die sauerstoffreichste Salzbasis. Von anderen Erden unterscheidet sie sich durch ihre Auflöslichkeit in kaustischem Kali, durch ihre Eigenschaft mit Kali und Schwefelsäure octaëdrische Krystalle von Alaun zu geben, und durch ihre Eigenschaft, mit salpetersaurem Kobaltoxyd befeuchtet und geglüht, schön blau zu werden.

Schwefelaluminium, $\overset{\prime\prime\prime}{Al}$. Graue, halbmetallische Masse; zersetzt sich mit Wasser sogleich in Thonerde und Schwefelwasserstoffgas.

S a l z e.

Die auflöslichen Aluminiumsalze haben einen säuerlichen, süfslich zusammenziehenden Geschmack. Kaustisches Kali bewirkt darin einen, in überschüssig zugesetztem Kali wieder löslichen Niederschlag. Die neutralen Sauerstoffsalze bestehen aus 1 At. Thonerde und 3 At. Säure.

Chloraluminium. Gelbliche, krystallinische, leicht schmelzbare, sehr flüchtige Masse; an der Luft zerfliefslich, in Wasser unter starker Erhitzung auflöslich. Wird erhalten durch Glühen eines Gemenges von Thonerde und Kohle in Chlorgas. Besteht aus 2 At. Aluminium und 3 Aequivalenten Chlor, $=AlCl^3$.

Schwefelsaure Thonerde, $\dddot{Al}\dddot{S}^3 + 18\dot{H}$, krystallisirt in dünnen, perlmutterglänzenden, leicht auflöslichen Blättchen.

Schwefelsaure Kali-Thonerde, $\dot{K}\dddot{S} + \dddot{Al}\dddot{S}^3 + 24\dot{H}$, Alaun. Wegen seiner grofsen Anwendung, besonders in der Färberei und Lederbereitung, das merkwürdigste Thonerdesalz; wird auf mehrfache Weise im Grofsen gewonnen. 1) durch Auslaugen alaunhaltiger vulkanischer Erde (Solfatara bei Neapel); 2) aus dem Alaunstein durch Rösten und nachheriges Auslaugen (Tolfa bei Civita Vecchia im Kirchenstaat); 3) am allgemeinsten aus der Alaunerde und dem Alaunschiefer (Alaunerz) durch freiwillige Verwitterung oder Rösten an der Luft, Auslaugen, Concentriren der Lauge durch Eindampfen, Zusatz eines Kalisalzes, namentlich schwefelsauren Kali's, wodurch sich der Alaun als krystallinisches Pulver (Alaunmehl) abscheidet, Wiederauflösen desselben und Krystallisiren; 4) durch Behandlung von Thon mit Schwefelsäure, Auslaugen und Zusatz von schwefelsaurem Kali.

Der Alaun krystallisirt in regulären, farblosen Octaëdern, schmeckt säuerlich zusammenziehend, reagirt schwach sauer, ist schwer löslich in kaltem, leicht löslich in heifsem Wasser. Enthält 45,5 Proc. Krystallwasser, schmilzt beim Erwärmen unter starkem Aufschäumen, unter Verlust des Wassers, zu einer schwammigen weifsen Masse (gebrannter Alaun).

Das Kali im Alaun kann durch Natron oder Ammoniumoxyd ersetzt werden, ohne Veränderung der Krystallform. Der Natron-Alaun verwittert in der Luft und zerfällt zu Mehl. Der Ammoniak-Alaun wird öfters statt des Kali-Alauns angewendet und im Grofsen gewonnen, indem man der rohen Alaunlauge, statt eines Kalisalzes, das von der trocknen Destillation thierischer Stoffe gewonnene kohlensaure Ammoniak, oder daraus bereitetes schwefelsaures Ammoniak zusetzt.

Kieselsaure Thonerde kommt im Mineralreiche sehr häufig vor. Sie macht den Hauptbestandtheil der gewöhnlichen Thonarten, die Hauptmasse des Porzellans, des Steinguts, überhaupt der Töpferwaaren und der Ziegel aus, gehört daher durch diese mannichfaltige Anwendbarkeit zu den nütz-

lichsten Naturproducten. — Der *Cyanit*, ein krystallisirtes, gewöhnlich hellblaues Mineral, ist basische kieselsaure Thonerde, $=\dddot{Al}^{2}\dddot{Si}$.

Kieselsaure Kali-Thonerde bildet einen der allgemeinsten Bestandtheile der Erdrinde, den ***Feldspath.*** Er ist so zusammengesetzt, dafs, wenn man sich den Kiesel durch Schwefel vertauscht denkt, wasserfreier Alaun entsteht, $=\dot{K}\dddot{Si}+\dddot{Al}\dddot{Si}^{3}$. Er ist durch Säuren nicht zersetzbar.

Kieselsaure Natron-Thonerde ist der Natron-Feldspath oder ***Albit.***

Kieselsaure Lithion-Thonerde ist der ***Petalit*** und der ***Spodumen.***

Kieselsaure Baryt-Thonerde, mit Krystallwasser, bildet den ***Harmotom*** oder Kreuzstein.

Kieselsaure Kalk-Thonerde bildet in verschiedenen Verbindungs-Verhältnissen, und verbunden mit kieselsaurem Alkali, sehr viele Mineralien; mit Krystallwasser z. B. die ***Zeolithe.***

Kohlensaure Thonerde existirt nicht.

10. Beryllium.

Vorkommen. Nur selten, als Beryllerde vorzüglich im Beryll.

Eigenschaften. Bis jetzt nur als graues, in Luft und Wasser beständiges Metallpulver bekannt. Verbrennt beim Erhitzen mit grofsem Glanz zu Beryllerde.

Beryllerde. Weifses, geschmackloses Pulver, von 3 spec. Gewicht. Auflöslich in kaustischem Kali, aus der verdünnten Auflösung wird sie durch Kochen vollständig gefällt. Auch ist sie auflöslich in kohlensaurem Ammoniak, wodurch sie sich von der Thonerde unterscheidet und von dieser getrennt werden kann. Mit Schwefelsäure und Kali gibt sie keinen Alaun. Besteht aus 2 At. Beryllium und 3 At. Sauerstoff, $=\dddot{G}$.

Die ***Beryllerdesalze*** haben einen zusammenziehenden süfsen Geschmack.

Kieselsaure Beryllerde mit kieselsaurer Thonerde bildet

den ***Beryll*** und ***Smaragd,*** $=\dddot{G}\dddot{Si}^4+\dddot{Al}\dddot{Si}^2$, die nur durch die Farbe verschieden sind, und 13⅓ Proc. Beryllerde enthalten. Der Beryll wird nicht durch Säuren zersetzt. Um die Erden auflöslich zu machen, muſs er als feines Pulver mit kohlensaurem Alkali geschmolzen werden.

Thonerde-Beryllerde bildet den *Chrysoberyll.*

Die Beryllerde ist 1797 von Vauquelin entdeckt worden.

11—13. Yttrium, Erbium, Terbium.

Vorkommen. Sehr selten, als Yttererde in wenigen seltenen Mineralien.

Eigenschaften. Aus metallisch glänzenden Schuppen bestehendes, schwarzes Pulver. Verbrennt beim Erhitzen mit blendendem Feuer zu Yttererde.

Yttererde. Was bisher unter diesem Namen als ein einziges Oxyd betrachtet wurde, enthält noch zwei andere, sehr ähnliche Erden, die Erbin- und Terbinerde. Es ist ein weiſses, geschmackloses, unschmelzbares Pulver von 4,8 spec. Gewicht. In kaustischen Alkalien ganz unlöslich. Man gewinnt es aus dem ***Gadolinit,*** einem sehr seltenen, schwarzen Mineral, welches hauptsächlich aus kieselsaurer Yttererde besteht. 1794 von Gadolin entdeckt.

14. Zirconium.

Vorkommen. Sehr selten, vorzüglich als kieselsaure Zirkonerde den ***Zirkon*** (oder Hyacinth) bildend.

Eigenschaften. Schweres, schwarzes Pulver, nimmt unter dem Polirstahl einigen Metallglanz an. Verbrennt beim Erhitzen zu Zirkonerde.

Zirkonerde. Weiſses, unschmelzbares Pulver, von 4,3 spec. Gewicht. Nach dem Glühen nur in concentrirter Schwefelsäure löslich. Ist besonders daran zu erkennen, daſs sie aus einer neutralen Auflösung durch Zusatz von schwefelsaurem Kali niedergeschlagen, und daſs dieser Niederschlag nach dem Kochen der Flüssigkeit nicht mehr vollständig von reinem Wasser aufgelöst wird. — Die Zirkonerde ist 1789 von Klaproth entdeckt worden.

15. Thorium.

Vorkommen. Bis jetzt nur in zwei sehr seltenen Mineralien aus Norwegen, dem *Pyrochlor* und dem *Thorit*, welcher letztere hauptsächlich aus kieselsaurer Thorerde besteht.

Eigenschaften. Graues, schweres Metallpulver. Verbrennt beim Erhitzen zu Thorerde.

Thorerde. Weifses Pulver von 9,4 spec. Gewicht. — 1828 von Berzelius entdeckt.

II.

II. Gruppe der Wasser zersetzenden Metalle.

1. Eisen.

Vorkommen. Das verbreitetste Metall dieser Abtheilung. Als Meteoreisen *gediegen.* Die Erze, woraus das Eisen gewonnen wird, bestehen alle aus oxydirtem Eisen; sie sind vorzüglich: *Magneteisenstein* (Oxydul-Oxyd), *Eisenglanz* und *Rotheisenstein* (Oxyd), *Brauneisensteine. Thoneisensteine* und *Raseneisensteine* (Oxydhydrat), und *Spatheisenstein* (kohlensaures Oxydul). Ferner findet es sich häufig in Verbindung mit Schwefel und mit Säuren.

Gewinnung. Zur Auflockerung und zur Entfernung von Wasser, Kohlensäure, Schwefel etc. werden die Erze gewöhnlich vorher an der Luft geglüht (*geröstet*). Sie werden hierauf zerkleinert und reichere Erze in der Regel mit ärmeren gemengt (*gattirt*). Je nach der Natur der Mineralien (der Gangart), welche in den Erzen die Eisenoxyde begleiten, werden den Erzen gewisse Flufsmittel (*Zuschläge*), wie Kalkstein, Quarz etc., beigemengt. Dieses Gemenge (die *Beschickung*) wird nun in abwechselnden Schichten mit Holzkohlen oder Coaks in den *Hohofen* gegeben und hier vermittelst eines sehr heftigen Gebläsefeuers eingeschmolzen, während durch die obere Mündung des Ofens beständig neue Schichten von Kohlen und Beschickung nachgefüllt werden. Das Eisen wird hierbei durch die Kohle aus seinen Oxyden reducirt, es wird in dem unteren heifsesten Raume des Ofens flüssig, und sammelt sich auf dem Boden desselben geschmolzen an. Hier wird es noch flüssig abgelassen oder ausgeschöpft. Die Gangart ist mit den Zuschlägen zusammengeschmolzen und hat damit die *Schlacke* gebildet, die von dem geschmolzenen Eisen abgenommen wird.

Das so (in *Gänzen* oder *Flossen*) erhaltene Eisen heifst *Roheisen*. Es ist noch nicht reines Eisen und darum nicht schmiedbar; es kann als solches nur zu Gufswaaren ver-

wendet werden. Um es schmiedbar zu machen, in *Stabeisen* zu verwandeln, wird es *gefrischt*, der *Frischarbeit* unterworfen; diefs beruht darauf, dafs dem Roheisen der gröfste Theil des Kohlenstoffs und andere fremde Einmischungen, die es enthält, durch Oxydation entzogen werden, und geschieht durch Schmelzung entweder vor dem Gebläse auf Heerden (*Frischfeuern*), oder in Flammöfen (*Puddlingsarbeit*) unter abgemessenem Zutritt der Luft. Es verliert hierbei allmählig seine anfängliche Schmelzbarkeit und wird zuletzt in Gestalt eines lose zusammenhängenden Klumpens (die *Luppe*) erhalten. Dieser wird dann noch glühend zertheilt und in einzelnen Stücken unter den schweren Eisenhämmern oder zwischen grofsen Walzen zu vierkantigen Stäben oder runden Stangen ausgeschmiedet oder ausgereckt.

Das metallische Eisen wird in drei verschiedenen Zuständen verarbeitet und angewendet, als Roheisen, als Stabeisen und als Stahl; die Eigenschaften dieser drei Arten sind sehr verschieden, sie sind hauptsächlich durch den ungleichen Gehalt an Kohlenstoff bedingt.

1. ***Roheisen. Gufseisen.*** Wird eingetheilt in graues und weifses. *a*) ***Graues Roheisen***; schwarzgrau bis lichtgrau; fein- und grobkörnig; wenig hart, leicht zu feilen, drehen und bohren. Erzeugt sich beim richtigen Verhältnifs der Beschickung. Bei zu viel Kohle entsteht schwarzgraues, graphithaltiges, *gaares* Roheisen. *b*) ***Weifses Roheisen***; zinnweifs, stark glänzend von strahligblättrigem bis dichtem, feinkörnigem Gefüge; sehr hart und sehr spröde. Entsteht bei zu viel Erz im Verhältnifs zur Kohle und zu starker Wirkung des Gebläses (*grelles* Roheisen).

Das Roheisen ist spröde, nicht schmiedbar, nicht schweifsbar, aber viel leichter schmelzbar als Stabeisen; zieht sich beim Erstarren zusammen, und verändert Gefüge und Härte bedeutend, je nachdem es langsam oder plötzlich erstarrt. (Temperiren oder Weichmachen von Gufswaaren durch langes Glühen zwischen lockeren, feuerbeständigen Substanzen.) Erweicht bei Rothglühhitze und läfst sich dann sägen. Löst sich in verdünnter Schwefel-

säure und Salzsäure unter Entwickelung eines stinkenden Wasserstoffgases und Zurücklassung von Kohle, und in sehr verdünnter kalter Salpetersäure ohne Gas-Entwickelung, mit Zurücklassung seines ganzen Kohlenstoff-Gehalts, auf. Enthält 3,15 bis 5,25 Proc. Kohlenstoff, theils chemisch gebunden, theils in Gestalt von Graphitblättchen eingemengt; aufserdem veränderliche kleine Mengen von Kiesel, Mangan, Phosphor, Schwefel etc.

2. *Stabeisen.* Im Bruche lichtgrau; nach dem Poliren stark glänzend; geschmiedet von sehnigem, zackigem Gefüge; das härteste und zäheste geschmeidige Metall; läfst sich nicht zu sehr dünnen Platten ausschlagen, aber zu sehr feinem Draht ausziehen; wird, glühend abgelöscht, nicht härter. Wird in der Rothglühhitze weicher und läfst sich in Weifsglühhitze zusammenschweifsen; schmilzt erst in der höchsten Weifsglühhitze. Spec. Gewicht 7,7. Magnetisch.

Das Stabeisen enthält noch $\frac{1}{2}$ Procent Kohlenstoff, gewöhnlich auch noch Spuren von Kiesel und Mangan. Durch eine geringe Einmengung von Phosphor wird es *kaltbrüchig*, d. h. in der Kälte leicht brechend, wiewohl es schweifsbar bleibt. Höchst geringe Einmengungen von Schwefel machen es *rothbrüchig*, d. h. beim Schmieden in Glühhitze brüchig. Wird, mit Kohle geschmolzen, zu Roheisen. — Kohlenfreies Eisen ist nur durch Reduction von Eisenoxyd mit Wasserstoffgas, oder durch Schmelzen von reinem Stabeisen mit Eisenoxyd darstellbar. Ist weicher und weifser als gewöhnliches Stabeisen.

3. *Stahl*; ein kohlenstoffreicheres Eisen, mit weniger Kohlenstoff als im Roheisen, und mehr als im Stabeisen; nicht selten mit Spuren von Kiesel, Aluminium und Mangan. — Grauweifs; von sehr feinkörnigem, gleichem, durchaus nicht sehnigem Gefüge; sehr politurfähig. Glühend plötzlich abgekühlt (*abgelöscht*), wird er sehr hart, spröde, elastisch (*das Härten des Stahls*); beim langsamen Abkühlen bleibt er in der Kälte geschmeidig, weich, nur wenig härter als Stabeisen. In Rothglühhitze schmiedbar, in Weifsglühhitze schweifsbar. Läuft beim Erhitzen in der Luft mit verschiedenen, bei zunehmender Hitze wechselnden Farben

an, wodurch der Grad seiner Härte und Elasticität bestimmt werden kann (*das Anlassen des Stahls*); bei 215° hellgelb, dann dunkelgelb, purpurfarben, violett, dunkelblau; bei anfangendem Glühen bildet sich eine dickere, schwarze Oxydrinde. Schmilzt leichter als Stabeisen, schwerer als Roheisen.

Der Stahl wird hauptsächlich auf zweierlei Weise erzeugt: 1) Aus gewissen Roheisensorten durch Schmelzen vor dem Gebläse unter Kohlen, wie beim Eisenfrischen; *Rohstahl*. 2) Durch vieltägiges Glühen von Stabeisen zwischen Kohlenpulver in verschlossenen thönernen Kasten; *Cämentstahl*, *Brennstahl*. Um ihn gleichförmiger zu machen, wird der Rohstahl *raffinirt* oder *gegerbt*, d. h. er wird in dünne Stäbe ausgereckt und viele solcher alsdann zu einem Stück zusammengeschweifst. Aus demselben Grunde wird der Cämentstahl in Tiegeln unter einer Decke von Glas umgeschmolzen, *Gufsstahl*. — *Damascirter Stahl* ist solcher, der nach dem Aetzen mit Säuren auf seiner polirten Oberfläche Streifen und Zeichnungen von hellerer und dunklerer Farbe, d. h. ein zusammengeschweifstes Gemenge von ungleichen Stahlarten zeigt; so besonders der indische Stahl, *Wootz*.

Verbindungen des Eisens.

Eisenoxyde. Das Eisen ist leicht oxydirbar; es hat drei Oxyde, ein Oxydul, ein Oxyd und eine Säure. In trockner Luft bleibt es bei gewöhnlicher Temperatur unverändert; in feuchter *rostet* es zu ammoniakhaltigem Oxydhydrat. Bis zum Glühen erhitzt, bedeckt es sich mit einer schwarzen Rinde von Oxydul-Oxyd, *Glühspahn* oder *Hammerschlag*. In der Weifsglühhitze verbrennt es mit glänzendem Funkensprühen zu Oxydul-Oxyd. Das bei gelinder Hitze durch Wasserstoffgas aus Oxyd reducirte, sehr fein zertheilte Eisen entzündet sich bei gewöhnlicher Temperatur von selbst an der Luft und verglimmt zu Oxyd. In Wasserdämpfen geglüht, oxydirt sich das Eisen zu Oxydul-Oxyd. Löst sich in den meisten Säuren unter Wasserstoffgas-Entwickelung und Bildung von Oxydulsalz auf. Die Eisenoxyde sind durch Wasserstoffgas und Kohle leicht reducirbar.

a) **Eisensäure.** Nur in Verbindung mit Basen bekannt. Eisensaures Kali entsteht am positiven Pol, wenn man vermittelst Gufseisen den galvanischen Strom durch eine Lösung von Kalihydrat leitet, oder wenn man ein Gemenge von Eisenoxydhydrat und concentrirter Kalilauge mit Chlorgas sättigt, oder wenn man Eisenfeile mit Salpeter mengt und heftig glüht. Seine Lösung in Wasser hat eine tief weinrothe Farbe und wird sehr leicht zersetzt. Die Eisensäure besteht aus 1 Atom Eisen und 3 Atomen Sauerstoff, $= \dddot{\mathrm{Fe}}$.

b) **Eisenoxydul.** In reinem Zustande schwarzer Körper. Bildet sich beim Auflösen von Eisen in verdünnten Säuren. Alkalien schlagen daraus weifses Oxydulhydrat nieder, welches durch Einwirkung der Luft sogleich grau, dann grün, schwarzblau und zuletzt zu gelbbraunem Oxydhydrat wird. Das Oxydul besteht aus 1 Atom Eisen und 1 Atom Sauerstoff, $= \dot{\mathrm{Fe}}$.

c) **Eisenoxyd.** Das natürlich vorkommende bildet den Eisenglanz und Rotheisenstein (Blutstein). Als Eisenglanz häufig krystallisirt, in derselben Form wie die Thonerde; von stahlgrauer Farbe, stark glänzend, von 5,24 spec. Gewicht, hart, unmagnetisch, gibt ein braunrothes Pulver. — Das künstlich dargestellte Oxyd ist theils ebenfalls schwarz und krystallisirt, theils bildet es ein, bald helleres, bald dunkleres braunrothes Pulver. In, dem Eisenglanz ähnlichen, metallglänzenden Krystallschuppen erhält man es durch Glühen eines Gemenges von gleichen Theilen Eisenvitriol und Kochsalz, und nachheriges Auslaugen des gebildeten Glaubersalzes. Ferner bildet es sich durch längeres Glühen von Eisen an der Luft, oder durch heftiges Glühen von calcinirtem Eisenvitriol (Caput mortuum, Braunroth; als Farbe und als Polirpulver angewendet). Das Eisenoxyd löst sich nur schwierig in Säuren auf. Alkalien schlagen aus seinen Salzen gelbbraunes ***Oxydhydrat*** nieder, welches als Mineral den Brauneisenstein bildet. — Im Eisenoxyd nimmt das Eisen $1\frac{1}{2}$ mal so viel Sauerstoff wie im Oxydul auf, d. h. das Eisenoxyd besteht aus 2 At. Eisen und 3 At. Sauerstoff, $= \dddot{\mathrm{Fe}}$.

Eisenoxydul-Oxyd, eine Verbindung der beiden Eisenoxyde, findet sich natürlich, und häufig in Octaëdern krystallisirt, als Magneteisenstein, und bildet den Glühspahn oder Hammerschlag (siehe oben). Schwarz, halb metallglänzend, von schwarzgrauem Pulver, 5 spec. Gewicht, magnetisch, schmelzbar. Der krystallisirte Magneteisenstein besteht aus 1 At. Oxyd und 1 At. Oxydul, $\dot{Fe} + \dddot{Fe}$, oder das Oxyd enthält darin 3mal den Sauerstoff des Oxyduls.

Schwefeleisen. Eisen vereinigt sich beim Erhitzen mit Schwefel unter Feuererscheinung. Eine Schwefelstange durchbohrt weifsglühendes Stabeisen und Stahl (nicht Roheisen). Eisenfeilspähne, mit Schwefel gemengt und angefeuchtet, geben bei gewöhnlicher Temperatur schwarzes, pulveriges Schwefeleisen. Das Eisen hat fünf Schwefelungsstufen. Die höchste ist der als Mineral so häufig vorkommende *Schwefelkies*. der aus 1 Atom Eisen und 2 Atomen Schwefel besteht; in Krystallen hell messinggelb, stark glänzend, hart, unmagnetisch, in verdünnten Säuren unlöslich; verliert bei der Destillation einen Theil seines Schwefels (dient daher zur Schwefelgewinnung) und verwandelt sich in ein anderes Schwefeleisen, eine Verbindung des niedrigsten mit dem Sesquisulfuret $= \overset{\prime}{Fe}\overset{\prime\prime\prime}{Fe}$. Aehnliche Verbindungen sind die natürlich vorkommenden Arten von *Magnetkies*; man erhält sie, wenn man 2 Theile Schwefel und 3 Theile Eisenfeilspähne zusammen erhitzt und nachher schmilzt. Sie ist gelb metallisch glänzend, in's Tombackfarbene; löst sich, unter Entwickelung von Schwefelwasserstoffgas, in verdünnten Säuren auf; wird durch Rösten an der Luft in Eisenvitriol verwandelt.

Phosphoreisen. Fast silberweifs, sehr politurfähig, sehr hart, spröde. Kann erhalten werden durch Zusammenschmelzen von Eisen mit Knochenpulver, Sand und Kohle.

Arsenikeisen. Weifs, metallisch glänzend, spröde, unmagnetisch, leicht schmelzbar; zersetzt nicht das Wasser. Die Verbindung $FeAs$ kommt als Mineral vor und dient zur Gewinnung der arsenigen Säure. Der *Arsenikkies*, ein in zinnweifsen Krystallen vorkommendes Mineral, ist $= FeS^2 + FeAs$.

Antimoneisen, metallisch glänzend, spröde, unmagnetisch.

Eisensalze.

Das Eisen bildet zwei Reihen von Salzen: die Oxydulsalze und die Oxydsalze, oder die denselben entsprechenden zweierlei Haloïdsalze. Das Oxydul ist bei weitem die stärkere Basis. — Die *Oxydulsalze* sind blaulichgrün, meist auflöslich, und schmecken süfslich, hintennach dinteartig. In Auflösung oxydiren sie sich bald zu Oxydsalzen, gewöhnlich unter Absetzung eines unlöslichen gelben basischen Salzes. Galläpfelaufgufs bewirkt darin keinen, gelbes Cyaneisenkalium einen weifsen, sich bald bläuenden Niederschlag. — Die *Oxydsalze* sind meist braun oder braunroth, und die löslichen schmecken sehr herb und dinteartig. Cyaneisenkalium bewirkt darin, selbst bei aufserordentlicher Verdünnung, einen schön blauen, und Galläpfelaufgufs einen bläulichschwarzen Niederschlag. — Weder die Oxyd-, noch die Oxydulsalze mit den stärkeren Säuren werden durch Schwefelwasserstoffgas gefällt; erstere aber dadurch, unter Fällung von Schwefel, in Oxydulsalze umgewandelt. Durch Schwefelalkalien werden alle Eisensalze schwarz gefällt. — Das Eisen wird nur durch Zink, aber nur bei vollkommen abgehaltenem Luftzutritt, aus seinen aufgelösten Salzen metallisch gefällt.

Chloreisen. *a*) *Eisenchlorür,* Fe Cl. Weifse Masse, in starker Hitze schmelzbar und flüchtig, sich in glänzenden Blättern sublimirend. In Wasser löslich. Entsteht durch Glühen von Eisen in Chlorwasserstoffgas oder mit Salmiak; ferner durch Auflösen von Eisen in Salzsäure. Aus der blafsgrünen Auflösung krystallisirt es mit Wasser in blafsgrünen, zerfliefslichen Krystallen. *b*) *Eisenchlorid,* $Fe\,Cl^3$; sublimirt sich in tafelförmigen, halbmetallisch glänzenden Krystallen; zerfliefslich, sehr leicht löslich. Entsteht, wenn Eisen in Chlorgas gelinde erhitzt wird, wobei es sich entzündet; ferner durch Auflösen von Eisenoxyd in Salzsäure, oder von Eisen in Königswasser. Die Auflösung ist gelb bis dunkelbraun, sehr herbschmeckend und zersetzt sich theilweise beim Verdunsten.

Cyaneisen. Es gibt ein Eisencyanür und ein Eisencyanid, für sich bis jetzt nicht darstellbar, aber um so merkwürdiger durch ihre Verbindungen mit anderen Cyanmetallen. Das ***Berlinerblau***, 1710 von Diesbach in Berlin entdeckt und als Farbe allgemein bekannt, ist eine Verbindung von 3 At. Eisencyanür mit 2 At. Eisencyanid, $3FeCy + 2FeCy^3$. Im reinen Zustand tief blau, mit glänzendem, kupferfarbenem Bruch, undurchsichtig, in Wasser unlöslich. Das käufliche unreine ist mehr oder weniger hell, enthält Thonerde eingemengt. In der Glühhitze wird es zerstört und liefert, in Folge seines chemisch-gebundenen und unzersetzt nicht abscheidbaren Wassers, verschiedene flüchtige Producte, unter Zurücklassung von eisenhaltiger Kohle. Wird von verdünnten kalten Säuren nicht verändert.

Es entsteht, wenn man ein Gemenge von einem Eisenoxyd- und einem Eisenoxydul-Salz in Auflösung mit Cyankalium vermischt. Im Grofsen wird es folgendermaafsen dargestellt. Stickstoffhaltige thierische Substanzen: getrocknetes Blut, Fleisch, Horn, Klauen, oder die bei der Salmiakgewinnung erhaltene stickstoffhaltige Kohle, werden mit Pottasche geglüht, aus der Masse das gebildete Cyankalium mit Wasser ausgelaugt, die Auflösung (***Blutlauge***) mit aufgelöstem Eisenvitriol (und gewöhnlich auch Alaun) vermischt, und der schmutzige Niederschlag so lange mit frischem Wasser ausgewaschen, bis er rein blau geworden ist, worauf man ihn trocknet.

Kaliumeisencyanür (blausaures Eisenkali, Blutlaugensalz). Durch Kochen mit kaustischer Kalilauge verliert das Berlinerblau seine Farbe und wird in Eisenoxydhydrat umgewandelt, während sich darüber eine gelbe Auflösung bildet. Beim Verdunsten schiefsen daraus tafelförmige, citronengelbe Krystalle an, eine Verbindung von 1 Atom Eisencyanür mit 2 Atomen Cyankalium und 3 Atomen Wasser, $2KCy + FeCy + 3\dot{H}$, welches letztere erst beim Erhitzen entweicht, und welches gerade hinreicht, um Eisen und Kalium zu Eisenoxydul und Kali zu oxydiren und das Cyan in Cyanwasserstoff zu verwandeln. Dieselbe Verbindung entsteht, unter Wasserstoffgas-Entwickelung und Bildung

von Kalihydrat, wenn man Eisen mit einer Lösung von Cyankalium erhitzt, oder unter Absorption von Sauerstoff und Bildung von Kali, wenn man Eisen mit aufgelöstem Cyankalium mit der Luft in Berührung läfst. — Im Grofsen wird es gewonnen durch gelindes Glühen von Thierstoffen mit Pottasche und Eisen, Auslaugen der Masse und Krystallisiren; oder durch Vermischung der Blutlauge mit wenig Eisenvitriol und Krystallisiren.

Gleich wie mit dem Cyankalium, verbindet sich das Eisencyanür in derselben Proportion auch mit den meisten übrigen Cyanmetallen, und bildet so eine grofse Reihe von Doppel-Verbindungen. Die mit den Radicalen der Alkalien und alkalischen Erden sind auflöslich und krystallisirbar, und man erhält sie auf ähnliche Weise, wie die Kalium-Verbindung; die meisten übrigen sind unlöslich und entstehen alsdann als farblose oder gefärbte Niederschläge, durch Vermischung von aufgelöstem Cyaneisenkalium mit einem aufgelösten Metallsalz. — Bei Vermischung von aufgelöstem Cyaneisenkalium mit einem aufgelösten Eisen*oxydsalz* entsteht Berlinerblau. Hierauf beruht auch die Anwendung des Cyaneisenkaliums in der Färberei.

Leitet man durch eine Auflösung von Cyaneisenkalium Chlorgas, so wird das Eisencyanür in Cyanid umgeändert, und es schiefsen nach dem Verdunsten der Auflösung schön rothe, durchsichtige, glänzende Krystalle an, eine Verbindung von 1 Atom Eisen*cyanid* mit 3 Atomen Cyankalium, ohne Wasser (*Kaliumeisencyanid*) $= 3 K Cy + Fe Cy^3$. Auch mit anderen Cyanmetallen bildet das Eisencyanid, gleich dem Cyanür, eine Reihe ähnlicher Doppel-Verbindungen. — Das rothe Cyaneisenkalium gibt mit den Eisen*oxydul*salzen Berlinerblau.

Wasserstoffeisencyanür, $2 H Cy + Fe Cy$, entsteht durch Zersetzung von in Wasser vertheiltem Bleieisencyanür mit Schwefelwasserstoff. Farblose krystallinische, in Wasser leicht lösliche, sauer schmeckende und reagirende Masse. Ihre Auflösung bildet bei Luftzutritt Berlinerblau. Mit den Basen erzeugt sie die Doppelcyanüre. Eine ähnliche Wasserstoff-Verbindung bildet das Eisencyanid.

Schwefelsaures Eisenoxydul, Eisenvitriol, $\dot{Fe}\dddot{S} + 6\dot{H}$.

Blafs blaulichgrüne, klare Krystalle; verwittert in trockner Luft und wird gelb; in Wasser leicht löslich; die blafsgrüne Auflösung verwandelt sich in der Luft allmählig in braungelbe Oxydul-Oxyd-Lösung, unter Absetzung eines gelben, basischen Salzes. Verliert beim Erhitzen 42 Procent Krystallwasser und wird weifs. Verwandelt sich bei stärkerer Hitze in braunrothes Oxydsalz, welches, bei Glühhitze destillirt, in rauchende Schwefelsäure und Eisenoxyd zerlegt wird (vergl. S. 37.). — Entsteht durch Auflösung von Eisen in verdünnter Schwefelsäure. Wird wegen seiner bedeutenden Anwendung, namentlich in der Färberei, zur Dinte etc., im Grofsen gewonnen durch Rösten, Verwittern und Auslaugen der Schwefelkiese.

Schwefelsaures Eisenoxyd, $\dddot{Fe}\dddot{S}^3$. Nicht krystallisirbare, weifse, in Wasser mit rothgelber Farbe lösliche Masse. In concentrirter Schwefelsäure unauflöslich. Wird erhalten durch Sättigung von Eisenoxyd mit Schwefelsäure und Eintrocknen, oder durch Oxydation des Oxydulsalzes. — Das Eisenoxyd bildet mit der Schwefelsäure aufserdem noch mehrere basische Salze. So ist z. B. der Ocher, der sich aus einer Vitriollösung an der Luft absetzt, *fünffach-basisches schwefelsaures Eisenoxyd*, $\dddot{Fe}^2\dddot{S}$ oder $\dddot{Fe}\dddot{S}^3 + 5\dddot{Fe}$.

Schwefelsaures Eisenoxyd-Kali und *-Ammoniak* krystallisiren beide mit Krystallwasser in blafs amethystfarbenen Octaëdern wie Alaun; auch sind sie auf dieselbe Weise wie dieser zusammengesetzt, nur dafs darin das Aluminium durch Eisen vertreten ist. Das Kali-Doppelsalz zersetzt sich schon bei $+30^{\circ}$, selbst in Auflösung.

Salpetersaures Eisenoxyd, $\dddot{Fe}\ddot{\ddot{N}}^3$. Rothbraune, nicht krystallisirbare Masse. Eisen wird von mäfsig concentrirter Salpetersäure mit grofser Heftigkeit angegriffen; in höchst concentrirter bleibt es blank und unangegriffen, und verliert durch den Contact mit ihr die Eigenschaft, Kupfer und Silber aus ihren Auflösungen metallisch zu fällen.

Salpetersaures Eisenoxydul. Eisen löst sich in sehr verdünnter, kalter Salpetersäure ohne Gas-Entwickelung zu salpetersaurem Eisenoxydul-Ammoniak auf.

Phosphorsaures Eisenoxydul, $\dot{F}e^2\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{P}}$, entsteht als weiſser Niederschlag, der sich an der Luft in blaues Oxyd-Oxydulsalz verwandelt. Das Salz $\dot{F}e^3\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{P}}+6\dot{H}$ kommt als Mineral in durchsichtigen, blauen Krystallen vor (Vivianit).

Phosphorsaures Eisenoxyd, $\overset{\cdot\cdot\cdot}{F}e^2\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{P}}{}^3+12\dot{H}$. Durch wechselseitige Zersetzung erhalten, bildet es ein weiſses Pulver. Wird beim Erhitzen braun. Kaustische Kalilösung entzieht ihm nur einen Theil der Säure und verwandelt es in ein braunes basisches Salz.

Arseniksaures Eisenoxydul, $\dot{F}e^2\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{A}}s$, weiſser Niederschlag, wird an der Luft schmutzig grün.

Arseniksaures Eisenoxyd, $\overset{\cdot\cdot\cdot}{F}e^2\overset{\cdot\cdot\cdot}{\ddot{A}}s^3+12\dot{H}$. Weiſser Niederschlag, ganz ähnlich dem phosphorsauren Salz. In Ammoniak mit rother Farbe löslich. Arseniksaures Eisenoxyd-Oxydul bildet in ungleichen Verbindungsverhältnissen zwei krystallisirte Mineralien, den Skorodit und das Würfelerz.

Kieselsaures Eisenoxydul bildet sich, häufig krystallisirt, in der Frischschlacke; macht einen Bestandtheil vieler Mineralien aus. Eben so das ***Oxydsalz.***

Kohlensaures Eisenoxydul, $\dot{F}e\ddot{C}$; natürlich als Spatheisenstein, in Rhomboëdern krystallisirt; gewöhnlich gemengt mit dem gleich krystallisirenden kohlensauren Kalk-, Talkerde- und Manganoxydul-Salz; farblos, häufiger gelb, braun bis schwarz. Findet sich häufig in kohlensäurehaltigen Mineralwassern aufgelöst. Das künstlich dargestellte ist ein weiſser Niederschlag, der sich an der Luft rasch in braunes, fast kohlensäurefreies Eisenoxydhydrat umändert.

Kohlensaures Eisenoxyd ist nicht in bestimmter Sättigungsstufe bekannt.

Oxalsaures Eisenoxyd, $\overset{\cdot\cdot\cdot}{F}e\dddot{C}^3$; gelbes, schwerlösliches Pulver. Gibt bei gelindem Glühen Kohlensäuregas und selbstentzündliches metallisches Eisen.

Das Eisen läſst sich mit den meisten übrigen Metallen zusammenschmelzen, allein keine dieser Legirungen ist von technischer Anwendung. Einige Metalle, namentlich Silber, in sehr geringer Menge dem Stahl beigemischt, scheinen seine Eigenschaften zu verbessern.

2. Nickel.

Vorkommen. Selten; hauptsächlich in Verbindung mit Arsenik. In geringer Menge im Meteoreisen und Chrysopras.

Eigenschaften. Zwischen gelblichweifs und stahlgrau; stark glänzend; von der Härte des Eisens; vollkommen streck- und dehnbar; von 9,0 spec. Gewicht; fast so strengflüssig wie Stabeisen. Magnetisch.

Oxyde. Das Nickel hat ein dunkel grünlichgraues Oxydul, $= \dot{Ni}$, und ein schwarzes Oxyd, $= \dddot{\overline{Ni}}$. Selbst in feuchter Luft bleibt das Metall blank; erhitzt läuft es mit Stahlfarben an. Das Nickeloxydul ist durch Kohle und Wasserstoffgas und durch Glühen seines oxalsauren Salzes äufserst leicht reducirbar; in starker Weifsglühhitze und in offenen Gefäfsen wird es, ohne Zusatz von Kohle, schon durch das Kohlenoxydgas im Ofen reducirt.

In Salpetersäure ist das Nickel leicht auflöslich. Die Nickeloxydulsalze und ihre Auflösungen sind grün. Kaustisches Kali schlägt daraus apfelgrünes Oxydulhydrat, kohlensaures Kali blafs apfelgrünes basisches kohlensaures Salz, Oxalsäure blafsgrünes, pulverförmiges oxalsaures Salz nieder. Ammoniak färbt die Auflösungen, ohne Fällung, blau und violett. Bei Säure-Ueberschufs werden die Nickelsalze nicht durch Schwefelwasserstoff gefällt. Schwefelalkalien fällen daraus schwarzes Schwefelnickel. Das Nickel wird aus seinen Auflösungen durch kein anderes Metall reducirt.

Das *Nickeloxydul* wird durch Glühen des Hydrats oder des kohlensauren Oxyduls erhalten. Das *Nickeloxyd* entsteht durch Berührung des kohlensauren Nickeloxyduls mit unterchlorigsaurem Natron. Von Oxalsäure und von Ammoniak wird es zersetzt, von ersterer unter Entwickelung von Kohlensäure; von letzterem unter Entwickelung von Stickgas. Es verhält sich im Ganzen wie ein Superoxyd.

Das *Cyannickel*, $Ni\,\overline{Cy}$, erhalten durch Fällung eines Oxydulsalzes mit Cyankalium, ist ein blafs grünliches Pulver. Von Cyanalkalien wird es sehr leicht aufgelöst und bildet damit krystallisirende Doppelsalze von tief gelber Farbe.

Schwefelnickel, $\acute{Ni}$. Die Vereinigung geschieht unter

starker Feuerentwickelung. Hell messinggelb, spröde. Findet sich natürlich als ***Haarkies.***

Arseniknickel, NiAs, kommt als grauweifses, metallisch glänzendes Mineral vor. $Ni^2 As$ bildet das am häufigsten vorkommende Nickelerz, den sogenannten ***Kupfernickel.*** Es ist hell kupferfarben.

Antimonnickel, $Ni^2 Sb$, ist blafs kupferfarben, in's Violette. Kommt ebenfalls als Mineral vor.

Das Nickel wird bis jetzt nur zur Fabrication des Neusilbers, einer Legirung von Nickel, Kupfer und Zink, gebraucht. Hierzu wird es gewöhnlich in nicht ganz reinem Zustand aus der Kobaltspeise, einem aus Arseniknickel und mehreren anderen Metallen bestehenden Hüttenproduct, gewonnen.

Zur Darstellung von ganz reinem Nickel schmilzt man Arseniknickel (Kobaltspeise) mit dem dreifachen Gewichte Pottasche und Schwefel. Hierdurch entsteht Kalium-Sulfarseniat, welches man in Wasser auflöst, und Schwefelnickel, welches zurückbleibt. Das Schwefelnickel wird in Salpetersäure aufgelöst, wobei der Schwefel zurückbleibt. In der Auflösung ist das Nickel gewöhnlich noch verunreinigt durch Kupfer, Wismuth, Eisen und Kobalt. Durch Einleiten von Schwefelwasserstoffgas werden Kupfer und Wismuth niedergeschlagen. Die davon abfiltrirte und vom überschüssigen Schwefelwasserstoff befreite Auflösung wird heifs durch kohlensaures Kali niedergeschlagen. Der Niederschlag, welcher aus kohlensaurem Nickeloxydul besteht, verunreinigt durch Kobaltoxydul und Eisenoxyd, wird ausgewaschen und mit einem Ueberschusse von aufgelöster Oxalsäure übergossen. Hierdurch bildet sich ungelöst bleibendes oxalsaures Nickeloxydul und Kobaltoxydul, und eine Auflösung von oxalsaurem Eisenoxyd, die man von ersteren abfiltrirt. Das oxalsaure Nickeloxydul, welches jetzt nur noch durch Kobaltoxydul verunreinigt ist, wird in kaustischem Ammoniak aufgelöst, und die blaue Auflösung zur Verdunstung des Ammoniaks an der Luft stehen gelassen. Während dessen schlägt sich das Nickel als blaugrünes, oxalsaures Nickeloxydul-Ammoniak nieder, das oxalsaure

Kobaltoxydul aber bleibt mit rosenrother Farbe aufgelöst. Durch Glühen des oxalsauren Nickeloxyduls in einem bedeckten Tiegel erhält man reines metallisches Nickel.

1751 von Cronstedt entdeckt.

3. Kobalt.

Vorkommen. Nicht sehr häufig; hauptsächlich mit Arsenik als *Speiskobalt*, und mit Schwefel und Arsenik als *Glanzkobalt*. Fast steter Begleiter des Nickels.

Eigenschaften. Stahlgrau, stark glänzend, sehr politurfähig, hart, spröde, von 8,5 spec. Gewicht; schmilzt ungefähr so schwer wie Roheisen. Magnetisch.

Oxyde. Das Kobalt ist in der Luft unveränderlich. In Salpetersäure oxydirt es sich leicht zu einer rosenrothen Auflösung von salpetersaurem Kobaltoxydul. Kaustisches Kali fällt daraus bei gewöhnlicher Temperatur ein schön *blaues* basisches Salz, welches bald schmutzig violett wird; bei Siedhitze aber entsteht ein *rosenrother* Niederschlag, welcher *Kobaltoxydulhydrat* ist. In Ammoniak ist dieses unlöslich, in Ammoniaksalzen löst es sich mit brauner Farbe. Durch schwaches Glühen bei abgehaltener Luft wird es zu reinem *Kobaltoxydul*, $=\dot{Co}$, welches olivengrün ist und sich an der Luft bräunt. Durch Wasserstoffgas und Kohle leicht reducirbar.

Die Kobaltoxydulsalze sind carmoisinroth, rosenroth und pfirsichblüthfarben. Ammoniak fällt daraus blaues basisches Salz, welches durch Einwirkung der Luft grün wird und sich allmählig auflöst. Bei Gegenwart eines Ammoniaksalzes werden die Kobaltoxydulsalze nicht durch Ammoniak gefällt. Kohlensaure Alkalien bilden einen pfirsichblüthfarbenen, in der Siedhitze aber einen unrein rosenrothen Niederschlag, welcher letztere $2\dot{Co}\ddot{C}\dot{H}+3\dot{Co}\dot{H}$ ist. Phosphorsaure Alkalien fällen hell blaues phosphorsaures, kieselsaure Alkalien tief blaues kieselsaures, Oxalsäure blafs rosenrothes oxalsaures Kobaltoxydul. Schwefelwasserstoffgas fällt sie nicht; Ammonium-Sulfhydrat fällt daraus schwarzes Schwefelkobalt.

Das *Kobaltoxyd,* $\dddot{Co}$, entsteht, als ein schwarzes Hydrat, durch Behandeln des Oxydulhydrats mit unterchlorigsaurem Natron. Bei gelindem Glühen verwandelt es sich in schwarzes $\dot{Co}\,\dddot{Co}$, welche Verbindung auch beim Glühen des Oxydhydrats an der Luft entsteht. Das Kobaltoxyd ist eine nur schwache Basis. Von Salzsäure wird es unter Chlor-Entwickelung aufgelöst. Mit Oxalsäure verwandelt es sich, unter Kohlensäure-Entwickelung, in rosenrothes Oxydulsalz. Das Ammoniak zersetzt es nicht.

Die Kobaltoxyde lösen sich in schmelzendem Glas mit tief blauer Farbe auf. Hierauf gründet sich die Anwendung des Kobalts als blaue Farbe zu Glas, auf Email, Porzellan und überhaupt Glasuren, und zur Darstellung der Smalte. Die *Smalte* wird auf den Blaufarbewerken bereitet durch Zusammenschmelzen der gerösteten Kobalterze mit Sand und Pottasche, und Pochen und Mahlen des tief blauen Glases. — Das schöne *Leidnerblau* (Thonerde-Kobaltoxydul) wird erhalten durch Fällung eines Gemenges von Alaun- und Kobaltsalz-Lösung mittelst Alkali's, und Glühen des Niederschlages. Das Rinmann'sche *Grün* (Zinkoxyd-Kobaltoxydul) wird auf gleiche Weise, nur mit Anwendung von Zinksalz statt Alaun, dargestellt.

Kobaltchlorür. Blafsroth, mit rosenrother Farbe in Wasser löslich; bildet mit Wasser granatrothe Krystalle. Die salzsäurehaltige Lösung wird beim Erwärmen und Concentriren blau (sympathetische Dinte).

Arsenikkobalt, $Co\,As$, bildet das gewöhnlichste Kobalterz, den *Speiskobalt.* Zinnweifs, häufig krystallisirt. Ein anderes Kobalterz, welches ebenfalls bergmännisch gewonnen wird, ist der *Kobaltglanz*, $Co\,S^2 + Co\,As$, in röthlich silberweifsen, stark glänzenden Krystallen.

Zur Darstellung von reinem Kobaltmetall aus den Kobalterzen wird dasselbe Verfahren angewendet, wie zur Reinigung des Nickels.

Die Anwendung der Kobalterze zu Smalte war schon im 16ten Jahrhundert bekannt; 1733 stellte Brandt das Metall daraus dar.

4. Mangan.

Vorkommen. Nicht gediegen; fast nur oxydirt; sehr verbreitet.

Darstellung. Durch Reduction eines mit Kohlenpulver gemengten Manganoxyds in dem heftigsten Gebläsefeuer. (10 Th. Oxyd mit 1 Th. Kohle und 1 Th. calcinirtem Borax in einem Kohlentiegel.)

Eigenschaften. Grauweifses, wenig glänzendes, weiches, sehr sprödes Metall, von 7,0 spec. Gewicht; höchst strengflüssig. Oxydirt sich schnell in der Luft und in Wasser (unter Wasserstoffgas-Entwickelung), und zerfällt zu einem schwarzgrünen Pulver.

Oxyde. Das Mangan hat 5 Oxydationsstufen: Oxydul, Oxyd, Superoxyd, Mangansäure und Uebermangansäure, in denen sich die Sauerstoffmengen wie 2, 3, 4, 6 und 7 verhalten.

a) *Manganoxydul*, $\dot{Mn}$. Dunkel graugrünes Pulver; verbrennt beim Erhitzen an der Luft zu braunem Oxyduloxyd. Wird erhalten durch Glühen von kohlensaurem Manganoxydul in Wasserstoffgas. Ist die Basis der Manganoxydulsalze, aus denen es durch Kali als weifses Hydrat gefällt wird, das sich in Berührung mit der Luft schnell in schwarzbraunes Oxydhydrat verwandelt.

Die Manganoxydulsalze haben meist eine blafsrosenrothe Farbe; so z. B. das krystallisirte *schwefelsaure Manganoxydul*, erhalten durch Erhitzen von Braunstein mit Schwefelsäure, Auflösen und Krystallisiren; das natürliche, krystallisirte kieselsaure Manganoxydul (Mangankiesel). Die Auflösungen der Manganoxydulsalze geben mit kohlensauren, phosphorsauren und oxalsauren Alkalien einen weifsen, mit Kaliumeisencyanür einen röthlichweifsen, mit Ammonium-Sulfhydrat einen gelblich-fleischrothen Niederschlag. Von Schwefelwasserstoffgas werden sie nicht gefällt. Unterchlorigsaure Salze schlagen daraus schwarzbraunes Superoxydhydrat nieder.

b) *Manganoxyd*, $\overset{\cdots}{Mn}$. Findet sich als Mineral. Schwarz. Schwache Basis; nur in wenigen Säuren ohne Zersetzung

lös-

löslich. Das Manganoxydhydrat kommt als Mineral in dunkel eisengrauen Krystallen vor; gibt ein braunes Pulver.

Manganoxydul-Oxyd, $\dot{\mathrm{Mn}}\dddot{\overline{\mathrm{Mn}}}$; findet sich ebenfalls als Mineral krystallisirt. Das künstliche ein braunes Pulver. Wird erhalten durch heftiges Glühen des Superoxyds, oder durch Glühen des kohlensauren Oxyduls an der Luft. — Gibt mit Kieselsäure und Glasflüssen amethystfarbene Verbindungen, z. B. Amethyst.

c) Mangansuperoxyd, $\ddot{\mathrm{Mn}}$, Graubraunsteinerz, Braunstein. Stahlgraue, glänzende Krystalle oder krystallinische Massen. Es enthält 36,64 Procent Sauerstoff. Bei gelindem Glühen verliert es 9 Proc. und wird zu Oxyd, bei starkem Glühen 12 Procent und wird zu Oxyduloxyd, beim Erhitzen mit Schwefelsäure 18 Procent und löst sich als Oxydul auf. — Wird bergmännisch gewonnen und zur Darstellung des Sauerstoffgases, des Chlors, zur Glasfabrication und als Farbe auf Porzellan und Glasuren gebraucht.

d) Mangansäure, $\dddot{\mathrm{Mn}}$. Durch Zusammenschmelzen von gleichen Theilen Kalihydrat und feingeriebenem Braunstein entsteht eine schwarze Masse *(mineralisches Chamäleon)*, mit der Wasser eine tief grüne Auflösung bildet, welche an der Luft schnell durch Blau, Violett und Purpur in Roth übergeht. Die grüne Auflösung enthält mangansaures Kali, welches in grünen Krystallen, von der Form des schwefelsauren Kali's, erhalten werden kann. Wegen ihrer sehr leichten Zersetzbarkeit konnte die Mangansäure noch nicht für sich dargestellt werden.

e) Uebermangansäure, $\overline{\mathrm{Mn}}$ (mit sieben Punkten). Die rothe Auflösung des mineralischen Chamäleons enthält übermangansaures Kali. Es krystallisirt in schwarzrothen Krystallen, von der Form des überchlorsauren Kali's, und löst sich mit tief purpurrother Farbe in Wasser auf. Es entsteht aus dem krystallisirten mangansauren Kali, wenn man dieses in reinem Wasser auflöst, oder wenn man die grüne Auflösung des Chamäleons an der Luft stehen läfst, oder mit einer verdünnten Säure vermischt, wobei sich stets Mangansuperoxyd abscheidet. Am leichtesten bildet es sich, wenn man

ein inniges Gemenge von 5 Th. Kalihydrat, 3½ Th. kohlensaurem Kali und 4 Th. Braunstein bis zum schwachen Rothglühen erhitzt, die Masse alsdann mit Wasser behandelt, und das übermangansaure Kali krystallisiren läfst. Die Auflösung der reinen Uebermangansäure in Wasser ist prächtig roth; sie kann nicht concentrirt werden, weil sie sich schon bei gewöhnlicher Temperatur allmählig in Sauerstoffgas und Superoxyd zersetzt. Bei +40° geschieht diefs sogleich. Mit organischen Substanzen zersetzt sie sich äufserst leicht, darum kann sie, so wenig wie ihre Salze und die mangansauren Salze, durch Papier filtrirt werden. Mit schwefliger Säure verwandelt sie sich unter augenblicklicher Entfärbung in schwefelsaures Manganoxydul.

Die Uebermangansäure, analog zusammengesetzt wie die Ueberchlorsäure, ist mit derselben isomorph.

Manganchlorür, Mn€l. Hell bräunliche, krystallinische, in Glühhitze schmelzbare Masse. Zerfliefslich, in Wasser leicht löslich, woraus es in Verbindung mit Wasser in rosenrothen Krystallen anschiefst. Entsteht durch Auflösung von Braunstein in Salzsäure, unter Chlor-Entwickelung.

Der Braunstein wird schon seit den ältesten Zeiten zum Entfärben des Glases angewendet. Gahn reducirte daraus zuerst das Metall.

5 — 7. Cerium, Lanthan, Didym.

Vorkommen. Sehr selten; stets zusammen in wenigen seltenen Mineralien; nur oxydirt, vorzüglich im *Cerit* (Silicat).

Die Eigenschaften dieser drei Metalle sind so ähnlich, dafs es bis jetzt nicht gelungen ist, sie vollständig von einander zu trennen. Was man früher unter braunem Ceroxyd verstand, ist ein Gemenge der Oxyde dieser drei Metalle. In Salzsäure löst es sich unter Chlor-Entwickelung auf. Schwefelsaures Kali fällt aus dieser Lösung alle drei Oxyde als weifse krystallinische Doppelsalze. Aus der gelben Lösung des Oxyds in Schwefelsäure fällt schwefelsaures Kali citrongelbe Doppelsalze.

Das Ceroxyd wurde 1803 von Berzelius und Hi-

singer, und gleichzeitig von Klaproth entdeckt; Lanthan und Didym 1839 und 1842 von Mosander.

8. Zink.

Vorkommen. Als kieselsaures und kohlensaures Zinkoxyd (Galmei); als Schwefelzink (Blende).

Gewinnung im Großen. Durch Destillation des gerösteten, mit Kohlenpulver gemengten Galmei's oder der gerösteten Blende in thönernen, als Retorten dienenden Gefäßsen (Muffeln oder Röhren).

Eigenschaften. Blaulichweifs, stark glänzend, von grofsblättrigem Gefüge; unter starken Hammerschlägen zerspringend; bei vorsichtigem Druck und 100° warm, völlig geschmeidig, in Blech auswalzbar und zu Draht ziehbar. Spec. Gewicht 6,8. Schmilzt bei 360°, kocht in der Weifsglühhitze, läfst sich also destilliren.

Zinkoxyd, $\dot{Zn}$. Es ist die einzige Oxydationsstufe des Zinks. Weifses, bei jedesmaligem Erhitzen vorübergehend gelb werdendes Pulver. Das blanke Zink wird in der Luft grau; eben so bei gelindem Schmelzen. In der Glühhitze oder bei Gegenwart von Säuren zersetzt es mit grofser Leichtigkeit das Wasser, unter Bildung von Oxyd, ist daher in den meisten Säuren löslich. Bis zum Sieden an der Luft erhitzt, entzündet sich das Zink und verbrennt mit blendend weifser Flamme zu weifsem, flockigem Oxyd (Zinkblumen). Das Oxyd ist nicht durch Wasserstoffgas reducirbar.

Schwefelzink, $\overset{,}{Zn}$. Findet sich natürlich als ***Blende,*** in glänzenden, durchsichtigen, gelben, rothen, braunen bis schwarzen Krystallen. Läfst sich nicht künstlich unmittelbar aus seinen Bestandtheilen zusammensetzen. Durch Reduction des schwefelsauren Salzes erhalten, bildet es ein blafsgelbes Pulver. Sehr schwer schmelzbar und oxydirbar.

Salze.

Farblos; schmecken widrig metallisch und sind brechenerregend. Alkalien fällen daraus weifses Zinkoxydhydrat, auflöslich in überschüssigem Alkali; die mit den stär-

keren Säuren werden durch Schwefelwasserstoff nicht gefällt, aber Ammonium-Sulfhydrat fällt daraus weifses Schwefelzink. Aus seinen Auflösungen wird das Zink durch kein anderes Metall reducirt.

Chlorzink, $ZnCl$. Zinkspähne, in Chlorgas erhitzt, verbrennen darin unter Funkensprühen. Das Chlorzink ist grau, durchscheinend, schmelzbar, flüchtig. in der Luft zerfliefslich. Bildet sich am leichtesten durch Auflösen von Zink in Salzsäure.

Jodzink, ZnI. Beide Stoffe vereinigen sich leicht. Das Jodzink ist farblos, leicht schmelzbar, in glänzenden Krystallen sublimirbar. Zerfliefst an der Luft. In aufgelöster Form entsteht es durch Zusammenbringen von Jod und Zink mit Wasser.

Cyanzink, $ZnCy$. Weifses unlösliches Pulver. Wird erhalten durch Fällung von essigsaurem Zinkoxyd mit freier Cyanwasserstoffsäure. Es bildet mit anderen Cyanüren Doppelsalze, es ist daher löslich in Cyankalium, womit es eine krystallisirende Verbindung bildet.

Schwefelsaures Zinkoxyd, Zinkvitriol, weifser Vitriol, $\dot{Zn}\dddot{S}+7\dot{H}$. Grofse, durchsichtige, in Wasser leichtlösliche Krystalle; schmelzen beim Erwärmen und verlieren 44 Proc. Krystallwasser. Entsteht bei Auflösung von Zink in verdünnter Schwefelsäure. Wird im Grofsen gewonnen durch Rösten und Auslaugen blendehaltiger Erze, ist aber dann stets sehr unrein.

Kieselsaures Zinkoxyd bildet ein krystallisirtes Mineral, $=\dot{Zn}^3\dddot{Si}$. Macht einen häufigen Gemengtheil des Galmei's aus.

Kohlensaures Zinkoxyd, $\dot{Zn}\ddot{C}$, natürlich als ***Zinkspath*** und *Galmei*. Das durch Fällung eines Zinksalzes mit kohlensaurem Alkali erhaltene weifse, pulverförmige, kohlensaure Zinkoxyd ist eine Verbindung von neutralem kohlensauren Zinkoxyd mit Zinkoxydhydrat $=2\dot{Zn}\ddot{C}+3\dot{Zn}\dot{H}$.

Das Zink wird erst seit der Mitte des vorigen Jahrhunderts in Europa gewonnen, wiewohl es schon viel früher bekannt war.

9. Kadmium.

Vorkommen. Sehr sparsam, bis jetzt fast nur als Einmengung in den Zinkerzen. Wird in geringer Menge als Nebenproduct bei der Zinkgewinnung erhalten.

Eigenschaften. Dem Zink sehr ähnlich, jedoch weicher und auch in der Kälte vollkommen geschmeidig; spec. Gewicht 8,6. Leicht schmelzbar und flüchtiger als Zink. Verbrennt beim Erhitzen an der Luft zu dunkelbraunem Oxyd $= \dot{Cd}$. Es ist das einzige Oxyd dieses Metalles. An der Luft zieht es Kohlensäure an und wird weifs.

Aus den Kadmiumoxydsalzen schlägt Zink das Kadmium metallisch nieder. Alkalien fällen daraus weifses Oxydhydrat, unlöslich in kaustischem Kali, und Schwefelwasserstoff pomeranzengelbes Schwefelkadmium. Letzteres ist die ausgezeichnetste Kadmium-Verbindung, die auch als schöne und haltbare Malerfarbe anwendbar ist und als Mineral vorkommt. — In Zinkerzen und metallischem Zink ist die Anwesenheit des Kadmiums durch diesen gelben Niederschlag leicht zu entdecken.

1818 gleichzeitig von Stromeyer und Hermann entdeckt.

10. Zinn.

Vorkommen. Hauptsächlich als Oxyd (Zinnstein).

Gewinnung im Grofsen. Der zerkleinerte, durch Waschen und Rösten von fremdem Gestein und Erzen befreite Zinnstein wird in Schacht- oder Flammöfen mit Kohle und Zuschlägen geschmolzen, und das erhaltene Zinn durch aussaigerndes Umschmelzen bei gelinder Hitze gereinigt. — Das *Malacca-Zinn* und *englische Korn-Zinn* das reinste; folgt das *englische Blockzinn* und *sächsische* und *böhmische Bergzinn.* Die Verunreinigungen bestehen in Arsenik, Blei, Kupfer etc.

Eigenschaften. Fast silberweifs, stark glänzend; krystallisirbar; weicher als Gold, härter als Blei; knistert beim Biegen; läfst sich in dünne Platten ausbreiten (*Stanniol*). Spec. Gewicht 7,29. Schmilzt bei 228°.

Oxyde. Das Zinn hat drei Oxydationsstufen. Es bleibt an der Luft unverändert. An der Luft geschmolzen, bedeckt es sich mit einem weifsen Pulver, *Zinnasche* (unreines Oxyd). In der Weifsglühhitze verbrennt es mit blendend weifsem Licht. Es zersetzt in der Hitze und bei Gegenwart von Säuren das Wasser, wird also von Salzsäure und Schwefelsäure unter Wasserstoffgas-Entwickelung aufgelöst.

a) *Zinnoxydul*, Sn. Grauschwarzes, schweres Pulver; ist leicht entzündlich und verbrennt zu weifsem Oxyd, ist eine Salzbasis, und bildet sich bei Auflösung des Zinns in verdünnter kalter Salpetersäure, ohne Gas-Entwickelung, aber unter gleichzeitiger Bildung von Ammoniak.

b) *Zinnsesquioxyd*, $\dddot{Sn}$. Bildet sich und fällt als schleimige weifse Masse nieder, wenn Zinnchlorür mit Eisenoxydhydrat digerirt wird.

c) *Zinnsäure*, $\ddot{Sn}$. Natürlich und krystallisirt als *Zinnstein*; in diesem Zustande bräunlichgelb, braun bis fast schwarz, mit glänzenden Flächen, sehr hart und von 6,9 spec. Gewicht; die künstlich dargestellte ist ein weifses oder gelbes, schweres, unschmelzbares Pulver. Die natürliche und die geglühte Zinnsäure ist in Säuren unauflöslich. Durch Kohle nur in starker Glühhitze reducirbar. Das Zinnoxyd ist zugleich Salzbasis und schwache Säure. Man erhält sie durch Oxydation von Zinn an der Luft oder durch Salpetersäure. Durch letztere wird es mit Heftigkeit in weifse wasserhaltige Zinnsäure verwandelt. Als solche in Chlorwasserstoffsäure und Alkalien auflöslich.

Die Zinnsäure wird, als Zinnasche, zur Bereitung des weifsen Emails und zum Poliren beim Steinschleifen gebraucht.

Schwefelzinn. Schmelzendes Zinn vereinigt sich unter Erglühen mit Schwefel. Bleigraue, blättrige, krystallinische, spröde Masse, $= SnS$. — Durch Aufnahme von noch einmal so viel Schwefel entsteht ein aus goldfarbenen, talkartigen Schuppen bestehendes Zinnsulfid, das *Musivgold*, $= SnS^2$, bekannt durch seine Anwendung zum Bronziren.

Man erhält es durch längeres, kaum bis zum Glühen reichendes Erhitzen eines Gemenges von gleichen Theilen sehr fein vertheilten Zinns, Schwefels und Salmiaks. — Im Glühen verliert das Musivgold die Hälfte seines Schwefels.

Phosphorzinn ist zinnweifs, halb geschmeidig; *Arsenikzinn* weifs, spröde, krystallinisch; *Antimonzinn* sehr spröde, krystallinisch.

Salze.

Aus den Zinnsalzen wird das Zinn durch Zink metallisch gefällt. Aus den Oxydulsalzen schlägt Schwefelwasserstoff schwarzbraunes, aus den Oxydsalzen hellgelbes Schwefelzinn nieder. Kaustisches Kali fällt aus den Oxydul- und aus den Oxydsalzen weifses Oxydul- oder Oxydhydrat, beide löslich in überschüssigem Kali. In Ammoniak ist das Oxydulhydrat unlöslich, das Oxydhydrat löslich. Kohlensaure Alkalien fällen aus beiden Arten der Zinnsalze blofses Hydrat. Das gelbe Schwefelzinn, weil es ein Sulfid ist, wird von Schwefelalkalien leicht aufgelöst.

Chlorzinn. Dünn gewalztes Zinn entzündet sich von selbst in Chlorgas und verbrennt zu *Chlorid*, $= Sn Cl^2$. Man erhält es, indem man in zerschnittenen Stanniol trocknes Chlorgas leitet und das Chlorid dann abdestillirt. Farblose, dünne, flüchtige, stark rauchende Flüssigkeit. Verbindet sich mit Wasser zu einer krystallinischen, schmelzbaren Masse. Das *Chlorür*, $Sn Cl$, ist fest, grau, durchscheinend, schmelzbar. Entsteht durch Erhitzen von Zinn in Chlorwasserstoffgas. Krystallisirt mit Wasser in grofsen, klaren Krystallen, *Zinnsalz*; wird in diesem Zustand in der Färberei gebraucht und im Grofsen durch Auflösen von Zinn in Salzsäure erhalten. Reducirt viele Oxyde zu niedrigeren Oxydationsstufen oder selbst zu Metall. Wird auf eine concentrirte Zinnchlorür-Lösung eine Schicht Wasser gegossen und ein Zinnstab hineingestellt, so wird an der Berührungsfläche beider Flüssigkeiten Zinn in grofsen, glänzenden Prismen reducirt ausgeschieden.

Wegen seiner Unschädlichkeit und schwierigen Oxydirbarkeit dient das Zinn ferner zum Verzinnen des Ku-

pfers und Eisenblechs. Die krystallinischen Zeichnungen (Moiré metallique) auf letzterem werden durch abwechselndes, mehrmals wiederholtes Eintauchen des verzinnten Blechs in Königswasser, Abwaschen, Eintauchen in Kalilauge, hervorgebracht.

11. Uran.

Vorkommen. Nur sparsam; stets oxydirt, besonders als Oxyd-Oxydul (Uranpecherz).

Eigenschaften. Aus dem Uranchlorür durch Kalium reducirt, bildet es eine dunkelgraue, zusammengesinterte Masse; verbrennt beim Erhitzen an der Luft mit grofsem Glanz zu Oxyd-Oxydul; löst sich in verdünnten Säuren unter Wasserstoff-Entwickelung zu einer grünen Flüssigkeit auf. Das Uran hat zwei Oxyde, ein Oxydul und ein Sesquioxyd.

Uranoxydul, $\dot{U}$, ist ein aus kleinen Krystallen bestehendes schwarzes Pulver, unlöslich in allen Säuren, mit Ausnahme der Salpetersäure, wodurch es höher oxydirt wird. Man erhält es durch Glühen des Oxyd-Oxyduls oder des Uranoxyd-Kaliumuranchlorids in Wasserstoffgas oder mit Salmiak, oder durch Erhitzen der Auflösung des Uranchlorürs in Wasser bis zum Sieden. Es wurde früher für das Uranmetall gehalten.

Uranoxyd, $\ddot{\bar{U}}$, ist im isolirten Zustand wenig bekannt, da es als eine Art Säure stets mit der zu seiner Abscheidung angewandten Base in Verbindung tritt. Seine Salze sind schön gelb, zum Theil mit einem Schiller in's Grüne. Alkalien bewirken in ihrer Auflösung einen gelben Niederschlag; der mit Ammoniak ist im trocknen Zustande ein lebhaft gelbes Pulver, welches beim Erhitzen, unter Entbindung von Ammoniak, Wasser und Stickgas, zu dunkelgrünem Oxyd-Oxydul wird. Er ist in kohlensaurem Ammoniak mit gelber Farbe löslich, welche Eigenschaft zur Trennung des Urans von anderen Metallen benutzt wird. Aus der etwas concentrirten Lösung scheidet sich ein Doppelsalz von kohlensaurem Uranoxyd-Ammoniak in kleinen, orangegelben Krystallen ab. — Das schwefelsaure Uranoxyd-

Kali bildet lebhaft grünlichgelbe Krystalle. Der *Uranit*, ein schön gelbes, krystallisirtes Mineral, ist phosphorsaure Uranoxyd-Kalkerde; der *Chalkolith*, ein smaragdgrünes krystallisirtes Mineral, ist phosphorsaures Uranoxyd-Kupferoxyd, beide wasserhaltig.

Kaliumeisencyanür bewirkt in den aufgelösten Uranoxydsalzen einen intensiv braunrothen Niederschlag. Von Schwefelwasserstoff werden sie grün gefärbt, ohne gefällt zu werden.

Uranoxyd-Oxydul, $\dot{U}\dot{\bar{U}}$, bildet das *Uranpecherz*, ein in derben, schweren, schwarzen Massen vorkommendes Mineral. Man erhält es durch Glühen des Uranoxyd-Ammoniaks oder des salpetersauren Uranoxyds. Von Säuren wird es nur schwer und mit grüner Farbe aufgelöst; Salpetersäure löst es leicht zu gelbem Oxydsalz auf.

Uranchlorür, U€l, sublimirt sich in dunkelgrünen Krystallen beim Glühen eines Gemenges von Uranoxydul und Kohle in Chlorgas. Löst sich unter Erhitzung und mit dunkelgrüner Farbe in Wasser; beim Kochen der Lösung verwandelt es sich in niederfallendes schwarzes Oxydul und in Chlorwasserstoff.

Uranoxyd-Kaliumuranchlorid bildet lebhaft grünlichgelbe Krystalle; wird erhalten durch Auflösen von Uranoxyd in Chlorwasserstoffsäure, Vermischen der Lösung mit Chlorkalium und Abdampfen. In Wasserstoffgas geglüht, gibt es schwarzes krystallinisches Uranoxydul und Chlorkalium.

Das Uranoxydul wird als schönste und feuerbeständigste schwarze Farbe in der Pozellanmalerei angewendet.

1789 von Klaproth entdeckt.

III. Gruppe der Metalle.

1. Blei.

Vorkommen. Am häufigsten als Schwefelblei (Bleiglanz); aufserdem als Oxyd in Verbindung mit vielen Säuren.

Gewinnung aus Bleiglanz. 1) Rösten des Bleiglanzes und Schmelzen des oxydirten Erzes mit Kohle und Kalkzuschlag, beides in einem und demselben Flammofen; oder Schmelzen des gerösteten Erzes in Schachtöfen. Die Producte sind: reducirtes Blei (*Werkblei*), Schlacke und geschmolzenes Schwefelblei (*Bleistein*), welches letztere von Neuem geröstet und geschmolzen wird. 2) Ungerösteter Bleiglanz wird in Schachtöfen mit Eisen geschmolzen, wodurch Blei, Schwefeleisen und Schlacke entstehen.

Gold- und silberhaltiges Werkblei wird auf *Treibheerden* oxydirt, wobei Gold und Silber zurückbleiben. Das abgeflossene Bleioxyd (*Bleiglätte*) wird durch Schmelzen mit Kohle wieder reducirt (das *Glättefrischen*).

Eigenschaften. Blaugrau, stark glänzend, sehr weich, abfärbend; läfst sich in dünne Blätter auswalzen, aber nicht zu sehr feinem Draht ausziehen; spec. Gewicht 11,4. Schmilzt bei 322°; kocht in der Weifsglühhitze.

Oxyde. Das Blei hat vier Oxyde, ein Suboxyd, ein basisches Oxyd, ein Sesquioxyd und ein Superoxyd. — In der Luft läuft blankes Blei bald an. Beim Schmelzen bedeckt es sich mit einer grauen Haut und verwandelt sich allmählig in ein gelblichgraues Pulver, *Bleiasche*, ein Gemenge von Suboxyd und Oxyd, welches beim längeren Erhitzen vollständig zu gelbem Oxyd wird. Das Blei zersetzt nicht das Wasser, oxydirt sich aber darin bei gleichzeitiger Einwirkung der Luft, und löst sich selbst in geringer Menge in reinem Wasser auf. In Salpetersäure ist es leicht löslich, in Schwefelsäure unauflöslich. Die Bleioxyde sind durch Kohle und Wasserstoffgas sehr leicht reducirbar.

a) *Bleisuboxyd*, Pb^2O, sammtschwarzes Pulver, leicht verbrennlich, entsteht durch Erhitzen von oxalsaurem Bleioxyd ohne Luftzutritt.

b) ***Bleioxyd,*** $\dot{\mathrm{Pb}}$. Gelbes schweres Pulver; in Rothglühhitze schmelzbar und zu einer gelben oder röthlichen, blättrigen, schweren Masse erstarrend. Wird in diesem Zustand, aber mit Kieselerde, Kupferoxyd etc. verunreinigt, im Grofsen als ***Bleiglätte*** erhalten; im pulverförmigen Zustand als ***Massicot,*** durch gelindes Schmelzen von Blei an der Luft; ferner durch Auflösen von Blei in Salpetersäure und gelindes Glühen des krystallisirten Salzes.

Das Bleioxyd schmilzt mit Kieselsäure zu einem durchsichtigen, gelben Glase von 8 specifischem Gewicht zusammen (***Bleiglas***). Es wird in grofser Menge vom Glase aufgelöst. Das farblose, bleihaltige Glas (***Flintglas***) ist schwerer, klarer und leichter schmelzbar, als gewöhnliches Glas. Kieselsaures Bleioxyd-Alkali macht aufserdem einen Hauptbestandtheil der Glasur für Töpferwaaren und Fayence aus.

Das Bleioxyd wird von den Lösungen der kaustischen Alkalien aufgelöst; aus der heifs bereiteten Auflösung scheidet es sich in Krystallen ab.

b) ***Sesquioxyd,*** $\dddot{\mathrm{Pb}}$. Röthlichgelbes Pulver. Verbindet sich nicht mit Säuren, sondern zerfällt, in Berührung damit, in sich auflösendes Oxyd und in zurückbleibendes Superoxyd. Bildet sich beim Vermischen einer kalten Auflösung von Bleioxyd in Kali mit unterchlorigsaurem Natron.

Mennige, $\dot{\mathrm{Pb}}+\dddot{\mathrm{Pb}}$, eine Verbindung der beiden vorhergehenden Oxydationsstufen. Lebhaft rothes, schweres Pulver. Wird im Grofsen erhalten durch längeres gelindes Glühen von geschlämmtem Bleioxyd an der Luft. — Zersetzt sich in starker Glühhitze, wie das Sesquioxyd, in Oxyd und Sauerstoffgas; durch Salpetersäure in salpetersaures Oxyd und braunes Superoxyd. Wird als Farbe gebraucht.

c) ***Superoxyd,*** $\ddot{\mathrm{Pb}}$. Dunkelbraunes Pulver. Wird durch Einwirkung von Salpetersäure auf Mennige erhalten. Zersetzt sich im Glühen wie die Mennige; entzündet beim Zusammenreiben Schwefel; wird in schwefligsaurem Gas glühend, und verwandelt sich in weifses, schwefelsaures Oxyd; gibt mit Salzsäure Chlorblei, Wasser und Chlorgas.

Schwefelblei, PbS. Als Mineral bildet es den ***Bleiglanz;*** dunkel bleigrau, stark glänzend; krystallisirt in Wür-

feln, nach den Würfelflächen spaltbar; von 7,585 spec. Gewicht. Viel schwerflüssiger als Blei. Leicht künstlich zu bilden; aus Auflösungen durch Schwefelwasserstoff als schwarzer Niederschlag. Verwandelt sich mit concentrirter Salpetersäure in schwefelsaures Bleioxyd.

Selenblei, $PbSe$, höchst ähnlich dem Schwefelblei. Bildet die am häufigsten vorkommende Selen-Verbindung.

Antimonblei. Gleiche Gewichtstheile Blei und Antimon schmelzen zu einer spröden, blättrigen Masse zusammen. Aus 1 Th. Antimon und 8 bis 16 Th. Blei bestehen die Buchdruckerlettern.

S a l z e.

Farblos; die auflöslichen schmecken süſs zusammenziehend; werden gefällt: durch Schwefelsäure und schwefelsaure Salze weiſs, durch kohlensaure, oxalsaure und phosphorsaure Alkalien weiſs, durch Jodkalium gelb, durch Chlornatrium weiſs, durch Schwefelwasserstoff schwarz oder braunschwarz, durch Zink metallisch in glänzenden Blättern (Bleibaum).

Chlorblei, $Pb\overline{Cl}$. Krystallisirt in weiſsen, glänzenden Nadeln, schmilzt leicht zu einer weiſsen, durchscheinenden Masse. In Wasser sehr schwerlöslich. Bildet sich als dicker, krystallinischer Niederschlag bei Vermischung eines aufgelösten Bleisalzes mit Salzsäure oder Kochsalzlösung.

Bleioxyd-Chlorblei bildet eine geschmolzene, schwere, krystallinische Masse von gelber Farbe; als Farbe bekannt unter dem Namen *Caſsler* oder *Mineral-Gelb.* Wird erhalten durch Glühen von 1 Salmiak mit 4 Mennige.

Bromblei, $Pb\overline{Br}$; — wie Chlorblei.

Jodblei, $Pb\overline{I}$. Schön gelbes, in kaltem Wasser schwerlösliches Pulver. Krystallisirt aus der kochendheiſs gemachten Lösung in goldgelben, glänzenden Schuppen.

Fluorblei, $Pb\overline{F}$. Weiſses, leicht schmelzbares Pulver.

Cyanblei, $Pb\overline{Cy}$. Weiſses Pulver.

Schwefelsaures Bleioxyd, $\dot{Pb}\dddot{S}$. Als Mineral in farblosen Krystallen (Bleivitriol); das künstlich dargestellte ein weiſses, unlösliches Pulver. Wird in groſser Menge als

Nebenproduct bei Bereitung der essigsauren Thonerde erhalten. Als Malerfarbe untauglich.

Unterschwefelsaures Bleioxyd, $\dot{Pb}\overset{.....}{S}+4\dot{H}$. Leicht löslich und krystallisirbar.

Selensaures Bleioxyd, $\dot{Pb}\dddot{Se}$, höchst ähnlich dem schwefelsauren.

Salpetersaures Bleioxyd, $\dot{Pb}\overset{.....}{N}$. Farblose, octaëdrische Krystalle, ohne Wasser; in Wasser löslich, in Salpetersäure unlöslich. Die Säure bildet aufserdem mit Bleioxyd mehrere basische Salze.

Salpetrigsaures Bleioxyd, basisches, $\dot{Pb}^2\dddot{N}+2\dot{H}$, wird in gelben, glänzenden Krystallblättern erhalten, wenn metallisches Blei im Sieden in einer Lösung von salpetersaurem Bleioxyd in Wasser aufgelöst wird.

Phosphorsaures Bleioxyd, $\dot{Pb}^2\overset{.....}{P}$. Weifs, unlöslich, schmelzbar. *Grün*- und *Braun-Bleierz* sind krystallisirte Verbindungen von basischem phosphorsauren (oder arseniksaurem) Bleioxyd mit Chlorblei, $=PbCl+3\dot{Pb}^3\overset{.....}{P}$.

Arseniksaures Bleioxyd, $\dot{Pb}^2\overset{.....}{As}$, ganz ähnlich dem phosphorsauren.

Kieselsaures und *borsaures Bleioxyd*, — im geschmolzenen Zustande schwere, gelbe, durchsichtige Gläser.

Kohlensaures Bleioxyd, $\dot{Pb}\ddot{C}$. Kommt natürlich und krystallisirt vor als *Weifsbleierz*. Das durch Fällung dargestellte ist ein schweres, weifses, in Wasser unlösliches Pulver. Das *Bleiweifs*, diese allgemein angewandte weifse Farbe, ist $\dot{Pb}\dot{H}+2$ oder $3\dot{Pb}\ddot{C}$. Wird im Grofsen gewonnen: *a*) indem man aufgerollte Bleiplatten in bedeckten Töpfen der Einwirkung von Essigdämpfen aussetzt; *b*) indem man durch eine Auflösung von basischem essigsauren Bleioxyd Kohlensäuregas leitet. — Das gewöhnliche käufliche Bleiweifs ist meist mit Schwerspath oder Kreide versetzt.

Oxalsaures Bleioxyd, $\dot{Pb}\dddot{C}$; unauflösliches weifses Pulver.

Blei-Sulfantimonit, $\overset{,}{Pb}\overset{,,,}{Sb}$, bildet ein in bleigrauen, glänzenden Krystallen vorkommendes Mineral, den *Zinkenit*.

Das Blei bildet mit mehreren Metallen Legirungen. Mit

Zinn z. B. schmilzt es nach allen Verhältnissen zusammen (s. Zinn). Gleiche Theile Blei und Zinn bilden das Schnellloth zum Löthen.

Die Blei-Verbindungen, besonders die auflöslichen, sind giftig und verursachen eine eigene Krankheit, die Bleikolik, der besonders Farbenreiber und Arbeiter auf den Bleihütten und in den Bleiweifs- und Bleizucker-Fabriken unterworfen sind.

2. Wismuth.

Vorkommen. Nicht häufig; meist gediegen; aufserdem als Schwefelwismuth.

Darstellung im Grofsen. Durch Ausschmelzen (Aussaigern) des gediegenen Wismuths bei gelinder Hitze aus der Gangart.

Eigenschaften. Weifs, in's Röthliche; von blättrig-krystallinischem Gefüge; leicht in Würfeln krystallisirend, wenig hart; spröde; 9,799 spec. Gewicht; sehr leicht flüssig, schon bei 246°; in Weifsglühhitze flüchtig.

a) *Wismuthoxyd,* $\overset{\cdots}{Bi}$. Entsteht durch Schmelzen des Metalles an der Luft. Am besten erhält man es durch Erhitzen des basischen salpetersauren Salzes. Gelbes Pulver, zu einer gelben, schweren Masse schmelzbar. Durch Kohle leicht reducirbar. Schwache Salzbasis; bildet sich bei Auflösung des Metalles in Salpetersäure.

Die Wismuthsalze sind farblos, und die meisten werden durch Wasser in pulverförmig niederfallendes, unlösliches basisches Salz und aufgelöst bleibendes saures zersetzt; so das krystallisirte salpetersaure, dessen Auflösung beim Eingiefsen in Wasser ein blendend weifses, krystallinisches Pulver fallen läfst, $\overset{\cdots}{Bi}\overset{\therefore}{N}^3+3\overset{\cdots}{Bi}$. Durch Zink wird das Wismuth metallisch niedergeschlagen; durch Schwefelwasserstoff als schwarzbraunes Schwefelwismuth; durch kaustische Alkalien als weifses Hydrat.

b) *Wismuthsäure,* $\overset{\therefore}{Bi}$, entsteht, wenn man in ein Gemenge von sehr concentrirter Kalilauge und Wismuthoxydhydrat (erhalten durch Fällung von salpetersaurem Salz mit

überschüssiger Kalilauge) Chlorgas leitet. Die entstandene dunkelrothe Wismuthsäure wird durch Behandlung mit Salpetersäure von Kali, chloriger Säure und Wismuthoxyd befreit. In Wasser unlösliches, rothes Pulver, im Glühen zersetzbar, entwickelt mit Salzsäure Chlor. Die Lösung des wismuthsauren Kali's ist roth. Die Wismuthsäure verbindet sich in mehreren Verhältnissen mit Wismuthoxyd zu braunen und rothen Verbindungen.

Das Wismuth wird zum Löthen und zur Darstellung leichtflüssiger Metallgemische gebraucht. 3 Theile Wismuth, 2 Blei und 1 Zinn bilden eine so leichtflüssige Legirung, dafs sie schon in siedendem Wasser schmilzt.

3. Kupfer.

Vorkommen. Ziemlich häufig; gediegen, oxydirt, in Verbindung mit Säuren; am häufigsten als Schwefelkupfer, theils für sich, theils in Verbindung mit anderen Schwefelmetallen; eines der häufigsten Kupfererze ist der Kupferkies (Schwefelkupfer mit Schwefeleisen).

Gewinnung aus schwefelkupferhaltigen Erzen. Zuerst werden die Erze geröstet, dann mit quarzhaltigen Zuschlägen geschmolzen, wodurch sich das oxydirte Eisen mit der Kieselerde verschlackt, und ein kupferreicheres Schwefelkupfer, der *Kupferstein*, erhalten wird. Der Kupferstein wird wieder geröstet und die oxydirte Masse mit Kohle und kieselerdehaltigen Zuschlägen geschmolzen, wodurch das *Schwarzkupfer*, ein mit wenig Schwefel, Eisen und anderen Metallen verunreinigtes Kupfer, erhalten wird. Dieses wird zuletzt einer Reinigung (*Gaarmachen*) durch längeres Schmelzen vor einem Gebläse unterworfen. Das erstarrende Kupfer wird in Scheiben abgehoben (*Rosette-Kupfer*).

Eigenschaften. Hell röthlichbraun, stark glänzend; krystallisirt in Würfeln; sehr geschmeidig, läfst sich zu sehr feinem Draht ausziehen und zu sehr dünnen Blättchen strecken. Spec. Gewicht des geschmolzenen 8,788, des geschmiedeten 8,878. Schmilzt bei anfangender Weifsglühhitze. Bedeckt sich beim Glühen in der Luft mit einer brau-

nen oder schwarzen, in Schuppen abspringenden Rinde von Oxyd (*Kupferhammerschlag*). Bedeckt sich in feuchter Luft mit grünem kohlensauren Oxyd (*Grünspahn*). — Zersetzt nicht das Wasser; löst sich daher nicht in verdünnter Schwefelsäure auf. Leicht auflöslich in Salpetersäure.

Verbindungen des Kupfers.

Oxyde. Das Kupfer hat zwei Oxyde, ein Oxydul und ein Oxyd; für sich bei keiner Temperatur reducirbar, aber sehr leicht durch Kohle und Wasserstoffgas.

a) *Kupferoxydul*, $\dot{\bar{\mathrm{Cu}}}$, kommt in rothen, durchscheinenden Octaëdern als *Rothkupfererz* natürlich vor. Wird erhalten durch Schmelzen von Kupferchlorür mit kohlensaurem Natron; beim Auflösen des gebildeten Kochsalzes in Wasser bleibt das Oxydul als ein schön braunrothes Pulver zurück. Von noch schönerer Farbe wird es erhalten, wenn man Zucker in gelöstem schwefelsauren Kupferoxyd auflöst, kaustisches Kali zumischt und die blaue Lösung rasch zum Sieden erhitzt. Wird durch verdünnte Säuren in metallisches Kupfer und sich auflösendes Oxyd zersetzt. Färbt die Glasflüsse blutroth. Besteht aus 2 Atomen Kupfer und 1 Atom Sauerstoff.

b) *Kupferoxyd*, $\dot{\mathrm{Cu}}$. Schwarzes Pulver. Wird erhalten durch Glühen von Kupferdrehspähnen an der Luft, oder durch Auflösen von Kupfer in Salpetersäure und Glühen des Salzes, oder durch Glühen von kohlensaurem Kupferoxyd. — Bildet mit den Säuren die Kupferoxydsalze. Aus seinen Auflösungen wird es durch kaustisches Kali als schön blaues Hydrat gefällt, welches sich aber schon in kochendem Wasser in schwarzes Oxyd verwandelt. Dieses Hydrat wird als blaue Farbe gebraucht. — Das Kupferoxyd färbt die Glasflüsse grün.

Schwefelkupfer. $\overset{,}{\bar{\mathrm{Cu}}}$ oder das dem Oxydul entsprechende findet sich natürlich und krystallisirt als *Kupferglanz*; entsteht durch Zusammenschmelzen von Kupfer mit Schwefel unter Feuererscheinung. Dunkel bleigrau, weich, leicht schmelzbar. Bildet in Verbindung mit Schwefeleisen den *Kupferkies*.

Stick-

Stickstoffkupfer, Cu^6N, entsteht durch Erhitzen von Kupferoxyd in Ammoniakgas bei höchstens 250° Temperatur. Schwarzes Pulver, zerlegt sich bei 300° unter Feuererscheinung in Stickgas und Kupfer.

Phosphorkupfer. Silberweifs, sehr politurfähig, spröde, sehr hart, oxydirt sich an der Luft. Kann durch unmittelbare Vereinigung, oder durch Schmelzen von Kupfer mit Knochenpulver, Sand und Kohle erhalten werden.

Arsenikkupfer, sehr ähnlich dem vorgehenden.

Antimonkupfer, violett, metallisch glänzend, blättrig, spröde.

Salze.

Die Kupferoxydsalze sind blau oder grün, schmecken sehr unangenehm metallisch. Aus ihren Auflösungen schlagen Eisen und Zink metallisches Kupfer nieder. Durch einen galvanischen Strom wird es in krystallinischer, compacter, schmiedbarer Form gefällt. Sie werden ferner gefällt: durch Cyaneisenkalium braunroth, durch Schwefelwasserstoffgas schwarz, und mit überschüssigem Ammoniak bilden sie eine prächtig tief blaue Auflösung. — Auch das Oxydul bildet Salze; nur wenige sind bekannt; sie verwandeln sich leicht in basische Oxydsalze. Alkalien scheiden daraus gelbes Oxydulhydrat ab.

Chlorkupfer. Ein zum Glühen erhitzter dicker Kupferdraht fährt in Chlorgas zu glühen fort, indem er sich in herabschmelzendes Chlorür verwandelt. Das Chlorür, ЄuЄl, ist nach dem Schmelzen eine braune, krystallinische Masse; wird in der Luft grün. Als weifses Pulver, wasserhaltig erhält man es durch Vermischen der Chloridlösung mit Zinnchlorür. Aus seiner farblosen Auflösung in wäfsriger Salzsäure schlägt kaustisches Kali schön gelbes Oxydulhydrat nieder. — Das Chlorid, CuЄl, entsteht durch Auflösen von Kupferoxyd in Salzsäure. Die grüne Auflösung gibt beim Verdunsten gelbes Chlorid, welches sich in der Hitze in Chlorür und Chlorgas zersetzt.

Kupferjodür, ЄuI, scheidet sich als weifses Pulver aus, wenn man eine mit schwefliger Säure vermischte Ku-

pferoxydlösung mit einer Lösung von Jodkalium vermischt und erhitzt.

Cyankupfer. Blausäure entwickelt mit dem Kupferoxydhydrat und kohlensauren Kupferoxyd Cyangas, und bildet damit ein hellgrünes krystallinisches Cyanür-Cyanid. Blausäure, zu einem Kupferoxydsalze gemischt, dem zuvor schweflige Säure zugesetzt ist, fällt daraus weifses Cyanür, $\mathrm{Cu\,Cy}$, in dicken, käseähnlichen Flocken. Bildet mit den Cyanalkalien farblose, krystallisirende Doppelcyanüre.

Schwefelsaures Kupferoxyd, Kupfervitriol, Cyprischer oder blauer Vitriol, $\dot{Cu}\dddot{S}+5\dot{H}$. Grofse, blaue, durchsichtige Krystalle, oberflächlich verwitternd, in 4 Th. kalten, 2 Th. heifsen Wassers löslich. Enthält 36 Proc. Krystallwasser, nach dessen Verlust es weifs wird. Das wasserfreie Salz besteht aus gleichen Theilen Kupferoxyd und Schwefelsäure. — Entsteht durch Auflösen von Kupfer in heifser Schwefelsäure. Wird im Grofsen gewonnen durch Rösten von Schwefelkupfer und Auslaugen, oder durch Einwirkung von verdünnter Schwefelsäure auf Kupferblech bei Zutritt der Luft. — Wird hauptsächlich in der Färberei und zur Darstellung grüner und blauer Malerfarben gebraucht. — Das käufliche ist stets eisenhaltig.

Schwefelsaures Kupferoxyd-Ammoniak, basisches, bildet tief blaue Krystalle. Entsteht durch Auflösen des vorigen in Ammoniak und Zumischung von Weingeist.

Schwefligsaures Kupferoxydul, $\dot{Cu}\ddot{S}$, schlägt sich als ein rothes krystallinisches Pulver nieder, wenn man aufgelösten Kupfervitriol mit schwefligsaurem Kali kocht.

Salpetersaures Kupferoxyd, $\dot{Cu}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N}+5\dot{H}$. Blaue, zerfliefsliche Krystalle.

Phosphorsaures Kupferoxyd, $\dot{Cu}^2\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{P}$, durch Fällung erhalten, ein grünes Pulver. Phosphorsaures Kupferoxyd bildet in verschiedenen Sättigungsgraden mehrere grüne, krystallisirte Mineralien.

Arseniksaures Kupferoxyd, $\dot{Cu}^2\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{As}$, ganz ähnlich dem phosphorsauren. Bildet ebenfalls in verschiedenen Sättigungsgraden mehrere krystallisirte Mineralien.

Arsenigsaures Kupferoxyd, lebhaft gelbgrünes Pulver; als Farbe Scheele's Grün genannt. Wird erhalten durch Fällung einer Kupfervitriollösung mit arsenigsaurem Kali. (Das ***Schweinfurter Grün,*** die schönste grüne Farbe, besteht aus arsenigsaurem und essigsaurem Kupferoxyd; wird erhalten durch Vermischen der kochendheifsen Lösungen von arseniger Säure und essigsaurem Kupferoxyd, und längeres Kochen des Niederschlags mit der Flüssigkeit.)

Kieselsaures Kupferoxyd bildet, in durchsichtigen grünen Krystallen, ein seltenes Mineral, den ***Dioptas,*** $= \dot{Cu}^3 \dddot{Si}^2 + 3\dot{H}$.

Kohlensaures Kupferoxyd. Bei Fällung einer heifsen Kupferoxydlösung mit kohlensaurem Kali entsteht ein grüner Niederschlag: basisches kohlensaures Kupferoxyd $\dot{Cu}^2 \ddot{C} + \dot{H}$, als Malerfarbe bekannt unter dem Namen ***Mineralgrün.*** Findet sich häufig als krystallinisches Mineral (***Malachit***). Wird durch Kochen mit Wasser, unter Verlust seines Wassergehalts, schwarzbraun. — Die ***Kupferlasur,*** ein in tief blauen Krystallen vorkommendes Mineral, ist eine Verbindung von neutralem kohlensauren Kupferoxyd mit Kupferoxydhydrat, $\dot{Cu}\dot{H} + 2\dot{Cu}\ddot{C}$. Als Malerfarbe ***Mineralblau*** genannt.

Oxalsaures Kupferoxyd, $\dot{Cu}\dddot{\bar{C}}$, wird durch Oxalsäure aus anderen Kupfersalzen als hellblaues, unlösliches Pulver gefällt.

Kupfer-Sulfantimonit. Die Doppelverbindung $\bar{Cu}^3 \overset{\prime\prime\prime}{Sb} + 2\overset{\prime}{Pb}^3 \overset{\prime\prime\prime}{Sb}$ bildet ein bleigraues, schön krystallisirtes Mineral, den ***Bournonit.***

Die Kupfersalze sind giftig, daher die Schädlichkeit aller in unverzinnten kupfernen Gefäfsen zubereiteten, besonders sauren und fetten Speisen. Das beste Gegenmittel bei solchen Vergiftungen ist der Zucker.

Das Kupfer bildet mit mehreren anderen Metallen durch ihre Anwendung sehr wichtige Legirungen, namentlich mit Gold, Silber, Zinn und Zink.

Das ***Messing*** und ähnliche gelbe Compositionen bestehen aus Zink und Kupfer. Das gewöhnliche Messing, wel-

ches theils durch unmittelbare Zusammenschmelzung, theils durch Schmelzen von Kupfer mit Galmei und Kohle erhalten wird, enthält ungefähr 33 Proc. Zink.

Das *Argentan* (Neusilber, Packfong) besteht aus ungefähr 5 Th. Nickel, 5 Zink und 15 Kupfer.

Das *Kanonenmetall* (Stückgut) enthält auf 10 Th. Kupfer 1 Th. Zinn, das *Glockenmetall* auf 5 Th. Kupfer 1 Th. Zinn, das stahlgraue, sehr harte *Spiegelmetall* auf 2 Th. Kupfer 1 Th. Zinn.

4. Quecksilber.

Vorkommen. Gediegen und als Schwefelquecksilber (Zinnober); sehr selten als Chlorür.

Gewinnung im Grofsen. Durch Destillation der Quecksilbererze mit Kalk oder Hammerschlag in eisernen Retorten; oder durch Röstung der Erze in eigenen Oefen in unmittelbarer Berührung mit dem Flammenfeuer und Condensation der Dämpfe. — Reines Quecksilber erhält man nur durch Destillation von Zinnober mit $\frac{1}{2}$ Eisenfeilspähnen.

Eigenschaften. Silberweifs, flüssig; erstarrt erst bei —39° zu einer geschmeidigen, zinnweifsen Masse. Spec. Gewicht 13,5. Verdunstet schon bei gewöhnlicher Temperatur und mit Wasserdämpfen, siedet bei 360°, und verwandelt sich in farbloses Gas. Wird durch starkes Schütteln mit Wasser oder Reiben mit Fett in ein graues Pulver verwandelt (höchst fein vertheiltes metallisches Quecksilber). Durch Blei, Zinn oder Wismuth verunreinigtes Quecksilber bildet beim Schütteln mit Luft auf seiner Oberfläche eine graue Haut.

Die Verbindungen des Quecksilbers werden in der Hitze alle entweder zersetzt oder verflüchtigt, und geben alle beim Destilliren mit kohlensaurem Natron metallisches Quecksilber.

Oxyde. Das Quecksilber hat ein Oxydul und ein Oxyd, beide durch blofses Erhitzen in Metall und Sauerstoffgas zerlegbar. Lange Zeit bis zum Sieden an der Luft erhitzt, bedeckt sich das Quecksilber mit rothen Krystallschuppen von Oxyd. Das Quecksilber ist auflöslich in Salpetersäure und heifser Schwefelsäure.

a) *Oxydul*, Hg. Schwarzes Pulver. Bildet sich bei Auflösung des Metalles in kalter, verdünnter Salpetersäure.

b) *Oxyd*, Hg. Rothes, krystallinisches Pulver, von 11 spec. Gewicht. Wird beim Erhitzen vorübergehend schwarz. In Wasser etwas löslich. Sehr giftig. Bildet sich beim Auflösen des Metalles in heifser concentrirter Salpetersäure, und wird im Grofsen bereitet durch vorsichtiges Erhitzen des salpetersauren Salzes.

Schwefelquecksilber, *Zinnober*, Hg. Findet sich als Mineral in durchsichtigen, rothen Krystallen. Der durch Sublimation dargestellte erscheint in faserig-krystallinischen, cochenillerothen Massen, von 8 spec. Gewicht und scharlachrothem Pulver. Verbrennt, in der Luft erhitzt, mit blauer Flamme. — Darstellung: durch Zusammenschmelzen von 1 Schwefel mit 6 Quecksilber und Sublimiren der schwarzrothen Masse; ferner durch inniges Zusammenreiben von Quecksilber mit Schwefel, wodurch es als eine schwarze amorphe Masse (Aethiops mineralis) erhalten wird, oder, auf nassem Wege, durch Zusammenreiben von 300 Quecksilber mit 114 Schwefel, und zehnstündiges Erhitzen des innigen Gemenges mit 500 kaustischer Kalilauge (worin 75 festes Kalihydrat) bei nie mehr als +50°.

S a l z e.

Die *Oxydulsalze* sind farblos. Schweflige und phosphorige Säure, Zinnchlorür und Kupfer, fällen aus den auflöslichen metallisches Quecksilber; kaustisches Kali schwarzes Oxydul; Schwefelwasserstoff schwarzes Schwefelmetall; Chlorwasserstoffsäure weifses Chlorür. Die neutralen *Oxydsalze* sind farblos, die basischen gelb; sie schmecken unangenehm metallisch und sind scharfe Gifte. Kupfer fällt daraus metallisches Quecksilber; kaustisches Kali rothgelbes Oxydhydrat; Jodkalium scharlachrothes Jodid; Schwefelwasserstoff, in unzureichender Menge zugesetzt, weifses schwefelbasisches Salz, im Ueberschufs zugesetzt schwarzbraunes Schwefelmetall. — Ammoniak schlägt aus den Quecksilbersalzen meist basische Doppelsalze nieder; die von den Oxydulsalzen sind schwarz, die von den Oxydsalzen weifs.

Chlorquecksilber. *a*) *Chlorür* (Calomel, Mercurius dulcis), $HgCl$. Quecksilber absorbirt das Chlorgas; bis zum Kochen erhitzt, entzündet es sich darin. Das sublimirte Chlorür ist eine weiſse, sehr krystallinische, durchscheinende, schwere Masse; geschmacklos, in Wasser unlöslich; in der Hitze, ohne zu schmelzen, flüchtig. Gibt beim Zerreiben ein blaſsgelbes Pulver. Zerfällt beim Kochen mit Salzsäure in Chlorid und Metall. Wird bereitet durch Sublimation eines innigen Gemenges von Chlorid und Quecksilber. Durch Fällung von salpetersaurem Oxydul mit Kochsalzlösung dargestellt, ist es ein weiſses, schweres Pulver. — *b*) *Chlorid* (Aetz- oder Quecksilber-Sublimat), $HgCl$. Wird erhalten durch Auflösen des Oxyds in Salzsäure; im Groſsen durch Sublimation von schwefelsaurem Quecksilberoxyd mit Kochsalz. Krystallisirt aus seiner wäſsrigen Lösung in langen, weiſsen Prismen; das sublimirte bildet weiſse, durchscheinende, schwere Massen. Schmilzt beim Erhitzen, kocht und sublimirt sich. In 18 Th. kalten und 12 Th. kochenden Wassers löslich. Aus der Auflösung schlägt kaustisches Kali gelbrothes Oxydhydrat nieder; kohlensaures Kali fällt daraus einen braunen Körper $= HgCl + 3\dot{H}g$. Schwefelwasserstoffgas in unzureichender Menge in die Chloridlösung geleitet, bildet darin einen weiſsen Niederschlag $= HgCl + 2HgS$.

Ammoniak fällt aus der Quecksilberchloridlösung eine weiſse, unlösliche Verbindung, den sogenannten ***weiſsen Praecipitat***, der eine Verbindung von Chlorid mit Quecksilber-Amid ist $= HgCl + HgNH^2$. Vorsichtig bis höchstens 360° erhitzt, verwandelt sie sich in einen rothen krystallinischen Körper, der $= 2HgCl + Hg^3N$ ist. Das darin enthaltene *Stickstoff-Quecksilber* kann isolirt erhalten werden durch Erwärmen von Quecksilberoxyd in Ammoniakgas bei höchstens 140°. Dunkelbraunes Pulver, welches beim Erhitzen unter Feuerentwickelung sehr gewaltsam explodirt.

Das Quecksilberchlorid bildet mit vielen anderen Chlormetallen Doppelchlorüre. — Höchst giftig; Eiweiſs das beste Gegenmittel.

Jodquecksilber. Die Vereinigung geht durch bloſses Zusammenreiben vor sich. Das *Jodür*, HgI, ist dunkelgelbgrün, das *Jodid*, HgI, schön scharlachroth, sublimirbar. Es krystallisirt in zweierlei Formen, in der einen ist es schön roth, in der anderen hellgelb. Auch im geschmolzenen Zustand ist es gelb.

Cyanquecksilber, $Hg\bar{C}y$. Farblose, auflösliche Krystalle. Höchst giftig. In der Hitze in Metall und Cyangas zerfallend, dient daher zur Darstellung des letzteren (s. Cyan). Wird weder von Alkalien noch Sauerstoffsäuren zersetzt.

Schwefelsaures Quecksilberoxyd, $\dot{Hg}\dddot{S}$. Durch Kochen von Quecksilber mit Schwefelsäure entsteht das neutrale Salz als eine weiſse Salzmasse. Durch heiſses Wasser zerfällt es in sich auflösendes saures, und ungelöst bleibendes basisches Salz $=\dot{Hg}^3\dddot{S}$, ein schön gelbes Pulver.

Salpetersaures Quecksilberoxydul, $\dot{Hg}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N}$. Das neutrale bildet farblose Krystalle und entsteht durch Auflösen des Metalles in kalter überschüssiger Säure. Zerfällt mit viel Wasser in ein auflösliches saures, und ein unlösliches basisches Salz. Ammoniak fällt aus der Auflösung eine schwarze, sehr basische Ammoniak-Verbindung, den sogenannten *Mercurius solubilis Hahnemanni.*

Salpetersaures Quecksilberoxyd, $\dot{Hg}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N}$, entsteht durch Auflösen des Metalles in kochender Salpetersäure. Das neutrale Salz krystallisirt nicht; die anschieſsenden Krystalle sind ein basisches Salz. Wasser schlägt aus der Auflösung noch ein anderes basisches Salz nieder.

Knallsaures Quecksilberoxyd (Knallquecksilber), $\dot{Hg}\bar{C}y$. Weiſse, seidenglänzende Nadeln. Explodirt durch Reiben, Schlagen oder Erhitzen mit betäubendem Knall und auſserordentlicher Gewalt. Wird zur Verfertigung der Zündhütchen für die Percussionsgewehre gebraucht. Seine Darstellung erfordert wegen der Gefahr, die damit verbunden ist, die gröſste Vorsicht.

Amalgame. Das Quecksilber vereinigt sich mit vielen anderen Metallen in bestimmten Proportionen zu krystallisirbaren Verbindungen, die aber stets in überschüssigem Quecksilber auflöslich sind. 1 Kalium bildet mit 90 Queck-

silber, unter Wärmeentwickelung, ein festes, zinnweifses Gemische. ***Natrium*** vereinigt sich mit Quecksilber bei gewöhnlicher Temperatur unter Feuerentwickelung. ***Eisen*** amalgamirt sich nicht unter gewöhnlichen Umständen; ***Kupfer*** ebenfalls nur schwierig. ***Wismuth, Blei, Zinn, Zink*** und ***Kadmium*** werden leicht vom Quecksilber aufgelöst, und bilden, je nach der vorherrschenden Menge des einen oder des anderen Metalles, halbflüssige, butterartige oder feste Amalgame.

Die meisten Quecksilber-Verbindungen sind starke Gifte; am gefährlichsten sind das Oxyd, die Oxydsalze, das Chlorid und das Cyanid. Nicht minder schädlich und gefährlich wirkt der Dampf des metallischen Quecksilbers, dem besonders die Spiegelbeleger, Vergolder und Barometermacher ausgesetzt sind.

Das Quecksilber dient zum Spiegelbeleg, zur Silbergewinnung (Amalgamationsprocefs), zum Füllen der Barometer und Thermometer, zum Vergolden und zur Darstellung des Knallquecksilbers, des Zinnobers und mehrerer sehr wichtigen Arzneimittel.

5. Silber.

Vorkommen. Gediegen; in Verbindung besonders mit Schwefel, seltener mit Selen, Tellur, Arsenik, Antimon, Chlor und Jod, niemals als Oxyd.

Gewinnung. Sie ist nach der Beschaffenheit der Erze sehr verschieden. Gediegenes Silber wird aus sehr reichen Erzen mechanisch ausgeschieden. Gewöhnlich aber ist man genöthigt, das in ärmeren Erzen zerstreute Silber in Blei anzusammeln, *a*) indem man die Silbererze mit gerösteten Bleierzen (Bleiglanz) zusammenschmilzt, ***Bleiarbeit;*** *b*) indem man sehr arme Silbererze mit Schwefelkies schmilzt, und das dadurch entstandene silberhaltige Schwefeleisen, ***Rohstein***, nach dem Rösten mit Bleierzen zusammenschmilzt, ***Roharbeit;*** *c*) indem man das aus silberhaltigen Kupfererzen erhaltene Schwarzkupfer mit Blei zusammenschmilzt, und aus dem erstarrten Gemische nachher durch vorsichtig geleitetes Erhitzen silberhaltiges Blei ausschmilzt, ***Sai-***

gerung. — Das auf die eine oder andere Weise erhaltene silberhaltige Werkblei wird auf den *Treibheerden abgetrieben,* wobei sich das Blei, nebst anderen beigemischten Metallen, oxydirt und als *Glätte* theils abfliefst, theils in den Heerd dringt, und das Silber zurückbleibt, welches zur letzten Reinigung noch einmal an der Luft geschmolzen wird, *Feinbrennen.* — Aus bleifreien Erzen wird an einigen Orten das Silber durch Quecksilber ausgezogen, und dieses nachher davon abdestillirt, *Amalgamation.* Die schwefelsilberhaltigen Erze werden in dieser Absicht mit Kochsalz gemengt und geröstet, wodurch Chlorsilber entsteht, und darauf die Masse mit Wasser, Eisen und Quecksilber bewegt. Das vom überschüssigen Quecksilber durch Auspressen befreite Amalgam wird destillirt.

Eigenschaften. Das weifseste Metall, stark glänzend; in Octaëdern krystallisirend; weicher als Kupfer, härter als Gold; hell klingend; sehr streck- und dehnbar: 1 Gran gibt einen 400 Fufs langen Draht. Spec. Gewicht 10,474; schmilzt leichter als Kupfer; absorbirt beim Schmelzen Sauerstoffgas, welches beim Erstarren wieder entweicht, daher das *Spratzen des Silbers.*

Oxyde. Das Silber oxydirt sich weder in feuchter Luft, noch beim Glühen oder Schmelzen an der Luft oder in Sauerstoffgas, und seine Oxyde sind durch Erhitzen für sich leicht zersetzbar. Es ist in Salpetersäure und heifser Schwefelsäure auflöslich, wodurch sich Oxyd bildet. Es hat aufserdem ein schwarzes Oxydul, $\dot{A}g$, und ein Superoxyd.

Das *Silberoxyd*, $\dot{A}g$, ist ein braunes, schweres Pulver; wird erhalten durch Fällung des salpetersauren Salzes mit kaustischem Kali. Schwarz und krystallinisch erhält man es durch Kochen von frisch gefälltem Chlorsilber mit concentrirter Kalilauge.

Das Silberoxyd verbindet sich mit Ammoniak zu einem schwarzen, pulverigen Körper, bekannt unter dem Namen Knallsilber. Dasselbe zersetzt sich durch Reiben, Stofs, zuweilen schon durch die leiseste Berührung, selbst unter einer Flüssigkeit, mit der furchtbarsten Gewalt, in Silber, Wasser und Stickgas.

Schwefelsilber, AgS. Es bildet ein krystallisirbares Mineral, den *Silberglanz:* es entsteht sehr leicht durch Zusammenschmelzen von Schwefel mit Silber. Dunkel bleigrau, geschmeidig, von 7,0 spec. Gewicht. Das Anlaufen des Silbers in der Luft beruht auf der oberflächlichen Bildung von Schwefelsilber.

Salze.

Farblos, metallisch schmeckend, giftig. Zink, Kupfer, Quecksilber und mehrere andere Metalle, so wie schwefelsaures Eisenoxydul, schlagen aus den aufgelösten metallisches Silber nieder; Schwefelwasserstoffgas schwarzbraunes Schwefelsilber; Salzsäure und lösliche Chlormetalle weifses, käsiges Chlorsilber, am Lichte sich schwärzend. Ammoniak, in sehr kleiner Menge zugesetzt, fällt Silberoxyd, löslich in dem geringsten Ueberschufs von Ammoniak; in sauren Auflösungen entsteht kein Niederschlag.

Chlorsilber, AgCl. Kommt als Mineral krystallisirt vor. Entsteht durch unmittelbare Einwirkung von Chlor auf Silber; wird am leichtesten erhalten durch Fällung eines aufgelösten Silbersalzes mit Salzsäure. Weifser, wie geronnener Niederschlag; nach dem Trocknen weifses, unlösliches Pulver, am Lichte schnell violett und schwarz werdend. Schmilzt leicht zu einer gelben, durchsichtigen Flüssigkeit, erstarrt beim Erkalten zu einer grauen, durchscheinenden, krystallinischen, etwas zähen Masse, von 5,5 spec. Gewicht. In Ammoniak auflöslich, daraus in Octaëdern krystallisirend. Wird in Berührung mit Wasser und Zink oder Eisen, oder durch Schmelzen mit kohlensaurem Alkali sehr leicht zu metallischem Silber reducirt.

Wegen der absoluten Unlöslichkeit des Chlorsilbers wird das Silber aus seinen verdünntesten Auflösungen durch Salzsäure oder lösliche Chlormetalle niedergeschlagen, welche Eigenschaft man bei chemischen Untersuchungen zur Entdeckung von Silber, und umgekehrt zur Entdeckung von Chlor und quantitativen Bestimmung von Silber und Chlor benutzt. Man benutzt sie ferner zur Darstellung von chemisch reinem Silber aus gewöhnlichem kupferhaltigen, wel-

ches man in Salpetersäure auflöst, durch Kochsalz als Chlorsilber niederschlägt, auswäscht, trocknet und durch Zink und Salzsäure, oder durch Schmelzen mit kohlensaurem Alkali reducirt.

Jodsilber, Ag J. Blafsgelb, im Uebrigen dem Chlorsilber höchst ähnlich, aber kaum löslich in Ammoniak, — ein Mittel, um Jod und Chlor zu trennen.

Cyansilber, Ag Cy, weifser, käseähnlicher Niederschlag; wird aus den löslichen Silbersalzen durch freie Blausäure gefällt. Löslich in den Cyanüren der Alkalimetalle.

Schwefelsaures Silberoxyd, $\dot{A}g\dddot{S}$; kleine glänzende, sehr schwerlösliche Krystallnadeln.

Salpetersaures Silberoxyd, $\dot{A}g\ddot{\ddot{N}}$; wasserhelle, in der Luft unveränderliche Krystalle, in Wasser leicht löslich; enthält kein Wasser. Schmilzt leicht und erstarrt krystallinisch (***Höllenstein***). Wirkt ätzend giftig, zerstört organische Stoffe und schwärzt sie. Wird erhalten durch Auflösen von reinem Silber in mäfsig starker Salpetersäure.

Phosphorsaures Silberoxyd, $=\dot{A}g^3\ddot{\dot{P}}$. Gelber Niederschlag. Entsteht durch Fällung eines Silbersalzes mit ungeglühtem phosphorsauren Natron. Geglühtes gibt einen weifsen Niederschlag, $=\dot{A}g^2\ddot{\dot{P}}$. (Vergl. S. 47 und 102.).

Arseniksaures Silberoxyd, $\dot{A}g^3\ddot{\dot{A}}s$. Brauner Niederschlag.

Arsenigsaures Silberoxyd, $\dot{A}g^2\dddot{A}s$. Gelber Niederschlag.

Kohlensaures Silberoxyd, $\dot{A}g\ddot{C}$, weifses Pulver.

Oxalsaures Silberoxyd, $\dot{A}g\dddot{C}$, weifses Pulver; wird durch freie Oxalsäure aus den Silbersalzen gefällt. Verpufft beim Erhitzen.

Cyansaures Silberoxyd, $\dot{A}g\dot{C}y$. Weifses, fast unlösliches Pulver. Zersetzt sich beim Erhitzen ohne Explosion.

Knallsaures Silberoxyd, $\dot{A}g\dot{C}y$. Kleine, weifse Krystallnadeln. Explodirt durch Reiben, Schlag oder Erhitzen, oft schon durch blofse Berührung, selbst unter Wasser, mit noch gröfserer Gewalt als das Quecksilbersalz.

Silber-Sulfarsenit, $Ag'^3 As'''$, bildet ein dunkelrothes, durchscheinendes, krystallisirtes Mineral, das ***lichte Rothgiltigerz***.

Silber-Sulfantimonit, $\overset{\prime}{Ag}{}^3\overset{\prime\prime\prime}{Sb}$, ein halb metallisch glänzendes, krystallisirtes Mineral, das *dunkle Rothgiltigerz*.

Silberlegirungen. Die meisten der vorhergehenden Metalle lassen sich mit Silber zusammenschmelzen, allein außer dem Silberamalgam und dem Kupfer-Silber ist keines dieser Gemische von Merkwürdigkeit oder Anwendung. Das *Silberamalgam* findet sich als seltenes Mineral krystallisirt. Künstlich erhält man es krystallisirt, wenn man Quecksilber in aufgelöstem salpetersauren Silberoxyd liegen läßt.

Kupfer und Silber lassen sich nach allen Verhältnissen zusammenschmelzen; das Gemische ist weifs, bis blafs kupferroth, und härter als reines Silber. Alles verarbeitete Silber ist mit Kupfer versetzt. Der Silbergehalt wird durch das Wort *löthig* ausgedrückt; eine Mark Münzgewicht hat nämlich 16 Loth (1 Loth = 18 Grän), und ein Gemische aus 15 Loth Silber und 1 Loth Kupfer nennt man 15*löthiges* Silber, aus 12 Loth Silber und 4 Loth Kupfer, wie z. B. die Thalerstücke, 12*löthiges* Silber, u. s. w. — Die Oberfläche von verarbeitetem kupferhaltigen Silber wird durch das *Weifssieden* mit Weinstein, Kochsalz und Wasser, oder mit verdünnter Schwefelsäure, weifser gemacht.

Um den Silbergehalt eines verarbeiteten Silbers leicht zu finden, hat man zweierlei technische Verfahrungsweisen: 1) die *Cupellation*. Die abgewogene Probe wird mit dem vielfachen Gewicht Blei auf der *Kapelle*, einer kleinen aus Knochenasche und ausgelaugter Holzasche verfertigten Schüssel, in der *Muffel* des *Cupellirofens* abgetrieben, d. h. so lange unter dem Zutritt der Luft geschmolzen, bis sich alles Blei mit allem Kupfer oxydirt und in die Masse der Kapelle eingezogen hat, und der reine Silbergehalt der Probe, zu einem Korn zusammengeschmolzen, auf der Kapelle zurückgeblieben ist. — 2) Die abgewogene Probe wird in reiner Salpetersäure aufgelöst, und das Silber durch Kochsalzauflösung von bekanntem Salzgehalt niedergeschlagen. Aus der Menge (dem Maafs) der verbrauchten Salzauflösung wird der Silbergehalt der Probe berechnet.

Aus altem verarbeiteten, kupferhaltigen Silber, z. B. alter Münze, wird im Grofsen das Silber durch Auflösung des

Gemisches in heifser Schwefelsäure in Platinkesseln, und Fällung des Silbers durch hineingestelltes Kupfer abgeschieden, wobei man Kupfervitriol als Nebenproduct gewinnt.

6. Platin.

Vorkommen. Hauptsächlich in Südamerika und am Ural. Nur gediegen; seltener rein, gewöhnlich mit kleinen Beimischungen von Palladium, Iridium, Rhodium, Osmium, Eisen und Kupfer; in Gestalt kleiner, abgeplatteter Körner oder gröfserer Klumpen von 17,7 spec. Gewicht, gemengt mit Körnern von Gold, Osmium-Iridium, Chromeisen, Titaneisen, Hyacinthen, Spinellen etc. in den Platinsand-Lagern.

Darstellung. Die Platinkörner, oder das rohe Platin enthält im Durchschnitt ungefähr 80 Proc. reines Platin. Für die Verarbeitung desselben müssen die anderen Metalle, wenigstens die Hauptmenge derselben, weggeschafft, und dasselbe in einen Zustand versetzt werden, in welchem es sich, da es nicht schmelzbar ist, auf andere Weise in eine zusammenhängende Masse vereinigen läfst. — Das rohe Platin wird in verdünntem Königswasser aufgelöst, wobei ein schwarzes Pulver, Iridium und Osmium-Iridium, ungelöst bleibt. Die rothgelbe Auflösung wird mit Natron neutralisirt, und das Palladium durch Cyanquecksilber niedergeschlagen. Nachdem sie mit etwas Salpetersäure sauer gemacht worden, um die Fällung von Iridium zu verhindern, wird so lange Salmiak-Auflösung zugegossen, als noch ein gelber Niederschlag entsteht. Dieser ist Chlorplatin-Ammonium (Platinsalmiak); er wird abfiltrirt, einige Male ausgewaschen und getrocknet. In der Auflösung sind, nebst etwas Platin, die übrigen Metalle zurückgeblieben.

Durch gelindes Glühen liefert der Platinsalmiak metallisches Platin, in Gestalt einer grauen, schwammigen, weichen Masse (Platinschwamm). Derselbe wird unter Wasser zu sehr feinem Pulver zerrieben, in einer eisernen Form, vermittelst einer Presse, heftig zusammengeprefst, der erhaltene Kuchen darauf weifsglühend gemacht und glühend abermals geprefst. Hierdurch bekommt die Masse solchen Zusammenhang, dafs sie sich nun schmieden läfst.

Eigenschaften. Farbe zwischen stahlgrau und silberweifs; weniger glänzend als Silber; härter als Kupfer; sehr geschmeidig, in höchst feinen Draht ausziehbar. Spec. Gewicht 21,5. In der Weifsglühhitze schweifsbar; im heftigsten Essenfeuer für sich unschmelzbar; schmilzt aber in der durch Sauerstoffgas angefachten Weingeistflamme, im Knallgasgebläse und durch starke galvanische Ströme. — Wird, als Platinschwamm, in Berührung mit einem Gemenge von Wasserstoffgas und Sauerstoffgas, glühend und entflammt die Gase, bewirkt die Vereinigung von schwefligsaurem Gas und Sauerstoffgas, die Bildung von Ammoniak aus Stickoxyd und Wasserstoffgas, die Bildung von Salpetersäure aus Ammoniak und Sauerstoffgas.

Das Platin ist bei keiner Temperatur auf unmittelbare Weise oxydirbar, es vereinigt sich überhaupt nur schwierig mit den Metalloïden, und fast alle diese Verbindungen sind in der Glühhitze wieder zersetzbar. Es hat ein Oxydul und ein Oxyd und eben so viel entsprechende Schwefel- und Chlor-Verbindungen.

Das *Platinchlorid*, $Pt€l^2$, bildet sich durch Auflösen des Metalles in Königswasser. Nach dem Abdampfen rothbraune Masse, mit dunkel rothbrauner Farbe in Wasser löslich (Platinauflösung). Aus dieser Auflösung schlagen sowohl die Ammoniumsalze, als die Kaliumsalze, ein schön gelbes, sehr wenig lösliches Pulver nieder: *Ammonium-Platinchlorid*, $\text{Ɲ}H^4 €l + Pt€l^2$, und *Kalium-Platinchlorid*, $K€l + Pt€l^2$. Das Ammoniumsalz hinterläfst beim Glühen 44,32 Procent Platin; 100 Th. Kaliumsalz entsprechen 19,33 Th. Kali und 40,40 Platin. Beide Salze krystallisiren bei langsamer Abscheidung in kleinen gelben Octaëdern. Da das Chlorplatinnatrium leicht löslich ist, und Natriumsalze also in der Platinauflösung keinen Niederschlag bewirken, so benutzt man diese Verschiedenheit bei Analysen zur Unterscheidung und Trennung von Kali und Natron.

Die Platinoxyde bilden mit den Säuren Salze; doch scheinen die Pflanzensäuren davon eine Ausnahme zu machen, da sie im Allgemeinen die Platinoxyde reduciren. Kocht man die Platinchloridlösung mit Weinsäure, so fällt das Platin in Gestalt eines schwarzen Pulvers metallisch nieder.

Wenn man das gelblichgrüne, pulverförmige Platinchlorür, erhalten durch starkes Erhitzen des Chlorids, in heifser kaustischer Kalilauge auflöst und dazu Weingeist giefst, so schlägt sich, unter heftiger Entwickelung von Kohlensäuregas, ein sammtschwarzes, schweres Pulver nieder, welches ebenfalls metallisches Platin ist. In diesem Zustande hat es die merkwürdige Eigenschaft, mit Weingeist befeuchtet, glühend zu werden und denselben in Essigsäure zu verwandeln. In noch höherem Grade, als der Platinschwamm, hat es dabei die Eigenschaft, mit Wasserstoffgas glühend zu werden, von dem es, so wie von anderen Gasen, ein sehr grofses Volumen einsaugt.

Das Platin vereinigt sich leicht mit den übrigen Metallen. Aus diesem Grunde, und weil die meisten dieser Legirungen leicht schmelzbar sind, hat man sich zu hüten, mit glühenden Platingefäfsen andere Metalle oder Verbindungen, aus denen sich dieselben reduciren können, in Berührung zu bringen. Eben so wenig darf man sie oft und lange zwischen Kohlen glühen, weil sie durch Aufnahme von Kiesel aus der Asche ganz spröde und brüchig werden. Man kann Platin in Berührung mit Kohle in einem Thontiegel im Essenfeuer schmelzen, weil es dabei zu schmelzbarem, sprödem Kieselplatin wird.

Die Unveränderlichkeit des Platins im Feuer und seine Unlöslichkeit in den meisten Säuren, verbunden mit seiner Härte und Schmiedbarkeit, machen es zu einem für chemische Geräthschaften ganz unentbehrlichen Metall. Besonders wichtig ist seine Anwendung zu Destillirblasen bei der Schwefelsäure-Fabrication geworden.

Das rohe Platin kam zuerst 1741 nach Europa.

7. Palladium.

Vorkommen. Höchst selten in einzelnen Körnern unter dem rohen Platin. In geringer Menge im rohen Platin, so wie in brasilianischem Waschgold. Auch bei Tilkerode auf dem Harz.

Eigenschaften. In Farbe, Glanz und Geschmeidigkeit dem Platin sehr ähnlich. Spec. Gewicht 12. Ungefähr so strengflüssig wie Stabeisen. Läuft beim Erhitzen an der

Luft stahlblau an; beschlägt sich in der Weingeistflamme mit Rufs, und wird durch Aufnahme von Kohle spröde. Löst sich in kalter Salpetersäure ohne Gasentwickelung auf. Seine beiden Oxyde für sich reducirbar.

1803 von Wollaston im Platin entdeckt.

8. Iridium.

Vorkommen. Zu 1 bis 5 Proc. im rohen Platin. In besonderen Körnern als Osmium-Iridium unter dem rohen Platin; am seltensten als platinhaltiges Iridium in Körnern von 23 spec. Gewicht.

Eigenschaften. Nur im zusammengesinterten, nicht im geschmolzenen Zustand bekannt, da es selbst im Sauerstoffgasgebläse unschmelzbar ist. Grauweifs, durch Poliren stark glänzend. In allen Säuren, selbst in Königswasser, unlöslich. Mit Chlornatrium innig gemengt und in Chlorgas schwach geglüht, bildet es ein in Wasser lösliches Doppelchlorür. Bildet 4 Oxyde; für sich reducirbar.

1803 von Tennant entdeckt.

9. Rhodium.

Vorkommen. Zu 1 bis 3 Proc. im rohen Platin.

Eigenschaften. Wegen seiner Strengflüssigkeit nur im zusammengesinterten Zustand bekannt. Silberweifs, spröde, sehr hart, von 11 spec. Gewicht. — In allen Säuren unlöslich. Oxydirt sich als Pulver beim Erhitzen an der Luft. Es hat 2 Oxyde.

1804 von Wollaston entdeckt.

10. Osmium.

Vorkommen. Zum Theil im rohen Platin; hauptsächlich als Osmium-Iridium, in besondern, spröden Körnern von 19,5 spec. Gewicht, dem Platin beigemengt.

Eigenschaften. Durch Wasserstoffgas aus seinem flüchtigen Oxyd reducirt, bildet es eine dichte, dunkel eisenschwarze Masse von 10 spec. Gewicht; auf andere Weise reducirt, stellt es, wegen seiner Unschmelzbarkeit, eine blaulichschwarze, poröse Masse dar.

Das

Das Osmium hat 5 Oxyde, wovon das flüchtige das merkwürdigste ist. Es entsteht durch Oxydation des Metalles an der Luft, es ist höchst flüchtig und sublimirt sich in farblosen, glänzenden Krystallen, ist schon unter Wasser schmelzbar, in Wasser löslich, hat einen höchst durchdringenden, dem Chlor ähnlichen Geruch, und greift, selbst in höchst geringer Menge als Dampf eingeathmet, die Athmungswerkzeuge heftig an. Es ist $=\overset{....}{\mathrm{O}}\mathrm{s}$.

1803 von Tennant entdeckt.

11. Gold.

Vorkommen. Nur gediegen, zuweilen in Verbindung mit Silber und Tellur. Sehr verbreitet.

Gewinnung. Ein grofser Theil des Goldes wird als Waschgold aus den Goldsand-Lagern in Gestalt kleiner Körner oder gröfserer Klumpen mechanisch geschieden. Aus weniger reichen Golderzen, in denen es zerstreut oder unsichtbar eingesprengt vorkommt, wird es durch ähnliche Processe, wie das Silber, dargestellt.

Ist das gewonnene Gold silberhaltig, oder hat man goldhaltiges Silber erhalten, so müssen beide Metalle geschieden werden; dies geschieht am besten durch Auflösung des Gemisches in heifser Schwefelsäure in einem Platinkessel, wobei das Gold ungelöst bleibt und sich bei Auflösung des schwefelsauren Silberoxyds in Wasser als braunes Pulver abscheidet. Das Silber wird alsdann durch Kupfer niedergeschlagen, und Kupfervitriol als Nebenproduct gewonnen. Oder es wird das goldhaltige Silber, in ausgewalztem oder sonst vertheiltem Zustande, bei $\frac{1}{4}$ Goldgehalt, in warmer Salpetersäure (Scheidewasser) aufgelöst, wobei das Gold zurückbleibt, *Quartscheidung.* Silberhaltiges Gold, mit vorwaltendem Gold, wird in Königswasser aufgelöst, wobei das Silber als Chlorsilber zurückbleibt. Aus der Auflösung wird das Gold durch Eisenvitriol niedergeschlagen.

Eigenschaften. Gelb, krystallisirbar; weicher als Silber; das geschmeidigste Metall; läfst sich zu Blättchen von $\frac{1}{2000}$ Linie ausdehnen; 1 Gran gibt einen 500 Fufs langen Draht und eine Platte von 56,75 Quadratzoll Oberfläche.

Spec. Gewicht 19,2. In Pulvergestalt braun; als Blattgold mit grüner Farbe durchscheinend. Schmilzt schwerer als Kupfer, zeigt im Fluſs eine bläulichgrüne Farbe, und dehnt sich dabei stark aus.

Oxyde. Unter allen Metallen hat das Gold die geringste Verwandtschaft zum Sauerstoff; es bleibt in der Luft bei jeder Temperatur unverändert, und läſst sich nur auf mittelbarem Wege oxydiren. Es ist nur in Königswasser, unter Bildung von Chlorgold, löslich. Es hat 2 Oxyde, die aber mit Säuren keine Salze bilden.

Das *Goldoxyd*, $\dddot{A}u$, ist ein bräunlichschwarzes Pulver, sehr leicht zersetzbar. Bildet mit den Basen salzartige Verbindungen, worin es die Säure ist. Seine Verbindung mit Ammoniak ist das *Knallgold*, ein, durch Stoſs, Reiben oder gelindes Erwärmen mit heftigem Knall gefährlich explodirendes, gelbbraunes Pulver.

Das Goldoxyd löst sich in schmelzenden Glasflüssen auf und färbt sie sehr schön purpurroth. Zur Darstellung von solchem rothgefärbten Glase, oder zum Malen auf Porzellan und Email, wird vorzüglich der sogenannte *Goldpurpur* angewendet, eine fast schwarze, pulverförmige Verbindung von Zinnoxyd mit einem noch nicht richtig bekannten Goldoxyd, die bei Vermischung von verdünnter Chlorgold-Lösung mit einer sehr verdünnten Lösung von Zinnsesquioxydul in Salzsäure niederfällt.

Schwefelgold. Entsteht nicht durch Schmelzen von Gold mit Schwefel, sondern nur durch Zersetzung von Chlorgold mit Schwefelwasserstoffgas. Schwarzes Pulver; durch Erhitzen leicht zersetzbar; in Schwefelkalium auflöslich.

Chlorgold, $Au\,Cl^3$. Bildet sich beim Erhitzen von Blattgold in Chlorgas; wird gewöhnlich erhalten durch Auflösung des Goldes in Königswasser (Goldauflösung). Krystallisirt aus der sauren Auflösung in Verbindung mit Chlorwasserstoffsäure in langen, gelben Krystallen. Das neutrale Goldchlorid, erhalten durch Abdampfen der sauren Auflösung, ist eine dunkelrothe, krystallinische, zerflieſsliche Masse, in Wasser mit rothgelber Farbe löslich. Wird bei gelindem Erhitzen in gelblichweiſses Chlorür, bei stärkerer Hitze in

metallisches Gold und Chlorgas zerlegt. Die Goldauflösung färbt die Haut dunkel purpurfarben.

Aus der neutralen Goldauflösung wird das Gold metallisch gefällt: durch Phosphor, phosphorige Säure, Eisenvitriol, Zink, Eisen, Kupfer und mehrere andere Metalle; ferner durch Oxalsäure und die pflanzensauren Alkalisalze, besonders unter Mitwirkung des Lichts. Seine Fällbarkeit durch Eisenvitriol benutzt man zur Darstellung von reinem Gold aus kupferhaltigem. — Kaustische Alkalien fällen die Goldauflösung nicht, nur Ammoniak fällt daraus Knallgold. Mit Chlorkalium und Chlornatrium bildet das Goldchlorid gelbe, krystallisirende Doppelverbindungen.

Cyangold. Das *Cyanid*, $Au\,Cy^3$, krystallisirt mit Krystallwasser in farblosen, leichtlöslichen Tafeln. Mit Cyankalium bildet es ein sehr leicht und grofs krystallisirendes Doppelsalz. Man erhält es durch Vermischen einer neutralen Goldchlorid-Lösung mit einer heifsen concentrirten Lösung von Cyankalium. Das *Cyanür*, $Au\,Cy$, ist ein in Wasser unlösliches, schön gelbes, krystallinisches Pulver. Bildet mit Cyankalium ein in grofsen, farblosen Prismen krystallisirendes Doppelsalz, das man durch Auflösen von frisch gefälltem Knallgold in einer heifsen Auflösung von Cyankalium erhält. Aus seiner Lösung fällt Salzsäure Goldcyanür. Die Lösungen dieser Doppelcyanüre dienen zur galvanischen Vergoldung.

Goldlegirungen. Das Gold läfst sich mit den meisten der vorhergehenden Metalle zusammenschmelzen. — $\frac{1}{1920}$ ***Wismuth*** reicht hin, das Gold spröde zu machen. 1 ***Blei*** und 11 Gold: ein blafsgelbes Gemische, so spröde wie Glas, 1 ***Zink*** und 60 Gold: spröde. Mit ***Quecksilber*** amalgamirt sich das Gold sehr leicht; das Goldamalgam dient zum Vergolden anderer Metalle. ***Silber*** und ***Kupfer*** schmelzen mit Gold in allen Verhältnissen zusammen und machen es härter.

Das meiste verarbeitete Gold enthält eine Beimischung von Silber oder Kupfer, oder von beiden zugleich (***rothe***, ***weifse*** und ***gemischte Karatirung***); nur wenige Münzsorten werden aus ganz reinem Gold geprägt. Der Goldgehalt in legirtem Gold wird durch das Wort ***karatig*** ausgedrückt,

1 Mark Gold (=16 Loth) wird nämlich in 24 Karat (1 Karat =12 Grän) eingetheilt; enthält legirtes Gold $\frac{3}{24}$ Kupfer oder Silber, so heifst es 21karätiges Gold, $\frac{8}{24}$ Kupfer: 16karätiges etc. Der Goldgehalt des legirten Goldes wird ebenfalls durch die Cupellation gefunden. Blofs kupferhaltiges Gold wird blofs mit Blei abgetrieben; das zugleich silberhaltige wird mit dem 2- bis 3fachen Gewicht Silber und dem 10fachen Gewicht Blei zusammengeschmolzen und abgetrieben, und dann das Silber vom Gold durch die Quartscheidung getrennt.

IV. Gruppe der Metalle.

1. Wolfram.

Vorkommen. Nur als Oxyd und als Säure, am häufigsten im Mineral Wolfram.

Eigenschaften. Eisengrau, spröde, sehr hart, von 17 spec. Gewicht; höchst strengflüssig; in der Luft unveränderlich; durch Säuren nur schwierig oxydirbar. Als Pulver in der Luft erhitzt, verbrennt es zu Wolframsäure.

Wolframsäure, $\dddot{W}$. Schwefelgelbes, geschmackloses Pulver. Wird am einfachsten erhalten durch Zersetzung des natürlichen wolframsauren Kalks (Tungsteins) durch Salpetersäure. Löst sich in den Auflösungen der kaustischen Alkalien auf, und bildet damit krystallisirbare, wolframsaure Salze. Säuren schlagen daraus in der Wärme gelbe, jedoch nicht ganz reine Wolframsäure nieder. — In Berührung mit Zink und wäfsriger Salzsäure wird die Wolframsäure zuerst tief blau, und darauf in metallisch glänzende, kupferrothe Blättchen von *Wolframoxyd,* $=\ddot{W}$, verwandelt. Dieses entsteht auch durch schwaches Glühen der Säure in Wasserstoffgas als braunes Pulver, oder durch Glühen von wolframsaurem Kali mit Salmiak als schwarzes Pulver. Bei stärkerer Hitze wird die Säure, besonders leicht die alkalihaltige, durch Wasserstoffgas zu Metall reducirt.

Chlorwolfram. Metallisches Wolfram verbrennt beim Erwärmen in Chlorgas zu Chlorür, WCl^2; es ist sehr flüchtig, sublimirt sich in rothen, schmelzbaren Krystallen. Mit Wasser zersetzt es sich sogleich in braunrothes Oxyd und Salzsäure. Wolframoxyd, in Chlorgas erhitzt, verwandelt sich in eine, aus Krystallschuppen bestehende, sublimirte gelbliche Masse, $=2\dddot{W}+WCl^3$. Zersetzt sich mit Wasser in Salzsäure und Wolframsäure.

Als Mineralien vorkommende Wolfram-Verbindungen sind: Der *Tungstein*, wolframsaurer Kalk, $\dot{Ca}\dddot{W}$; farblos, durchscheinend; sehr schwer; öfters krystallisirt. — *Wolf-*

ram, $Mn\ddot{W} + Fe\ddot{W}$, grofse, eisenschwarze, metallisch glänzende Krystalle, von 7 spec. Gewicht. Findet sich vorzüglich in den böhmischen Zinngruben. Wird durch Säuren und durch Schmelzen mit kohlensaurem Kali oder Chlorcalcium zersetzt. — *Wolframsaures Bleioxyd*, kleine braune Krystalle; sehr selten.

Die Wolframsäure wurde von Scheele 1781 zuerst im Tungstein entdeckt. — Das Wolfram ist bis jetzt ohne Anwendung.

2. Molybdän.

Vorkommen. Als Molybdänsäure; häufiger als Schwefelmolybdän.

Eigenschaften. Weifs, stark glänzend; spröde, von 8,6 spec. Gewicht; höchst strengflüssig. In Salpetersäure auflöslich.

Oxyde. Das Molybdän hat 3 Oxyde: ein schwarzes Oxydul, ein braunes Oxyd, beide Salzbasen, und eine Säure. 1 Atom Metall ist darin verbunden mit 1, 2 und 3 Atomen Sauerstoff. Die Molybdänsäure, $= \dddot{Mo}$, ist weifs krystallinisch; in Glühhitze schmelzbar und sublimirbar; in Wasser in geringer Menge löslich; durch Wasserstoffgas in starker Glühhitze zu Metall reducirbar. Die molybdänsauren Alkalien sind auflöslich und krystallisirbar. Molybdänsaures *Bleioxyd* bildet ein gelbes, krystallisirtes Mineral, das *Gelbbleierz*. Das molybdänsaure Molybdänoxyd ist schön blau und in Wasser löslich.

Schwefelmolybdän. Die dem Oxyd entsprechende Verbindung, $= \overset{\prime\prime}{Mo}$, ist das häufigste Molybdänfossil (Molybdän oder Wasserblei); bleigrau, metallglänzend, weich, talkartig, abfärbend, dem Graphit ähnlich. — Das der Säure entsprechende Schwefelmolybdän, $= \overset{\prime\prime\prime}{Mo}$, ist ein *Sulfid* und bildet mit basischen Schwefelmetallen Salze. Das krystallisirte Kalium-Salz, $\overset{\prime}{K}\overset{\prime\prime\prime}{Mo}$, ist bei auffallendem Licht schön metallisch-grün, bei durchfallendem rubinroth.

Molybdänchlorür und *-Chlorid* sind sublimirbare, feste Körper.

1778 von Scheele entdeckt. — Ohne Anwendung.

3. Vanadin.

Vorkommen. Bis jetzt sehr selten; zuerst in schwedischem Eisen und dessen Frischschlacke entdeckt; in manchen Eisenerzen und manchem Uranpecherz; die einzige bekannte Verbindung, die als Mineral vorkommt, ist das vanadinsaure Bleioxyd.

Eigenschaften. Nur in Pulverform bekannt. — Es hat ein Oxydul, ein Oxyd und eine Säure. Letztere ist braunroth, leicht schmelzbar und beim Erstarren krystallisirend; bildet mit den Basen gelb und roth gefärbte Salze. Durch Schmelzen vanadinhaltiger Mineralien mit Salpeter entsteht in Wasser lösliches, vanadinsaures Kali; Salmiak, in seine Lösung gestellt, fällt daraus weifses, pulverförmiges vanadinsaures Ammoniak.

1830 von Sefström entdeckt.

4. Chrom.

Vorkommen. Nur oxydirt; hauptsächlich im Chromeisenstein (Chromoxyd-Eisenoxydul), seltener als chromsaures Bleioxyd; in geringer Menge im Serpentin.

Eigenschaften. Stahlgrau, sehr hart und spröde; im stärksten Gebläsefeuer kaum schmelzbar; spec. Gewicht 6. In Säuren unlöslich.

Oxyde. Das Chrom hat zwei Oxydationsstufen, ein Oxyd und eine Säure.

a) Grünes Oxyd, $\dddot{\bar{Cr}}$. Grünes, unschmelzbares Pulver oder schwarze, metallisch glänzende, äufserst harte Krystalle von der Form des Eisenoxyds. Nach dem Glühen in Säuren fast unlöslich. Durch Wasserstoffgas nicht, durch Kohle nur in strenger Weifsglühhitze reducirbar. Macht den färbenden Bestandtheil des Smaragds aus, und wird als grüne Farbe auf Porzellan und Email gebraucht. Dieses Oxyd enthält, gleich der Thonerde und dem Eisenoxyd, auf 2 Atome Metall 3 Atome Sauerstoff, und ist mit diesen isomorph. Die *Chromoxydsalze* sind im Allgemeinen schön grün. Das schwefelsaure Chromoxyd-Kali (Chromalaun $=\dot{K}\dddot{S}+\dddot{\bar{Cr}}\dddot{S}^{3}+24\dot{\bar{H}}$) bildet tief amethystrothe Octaëder; seine Auflösung ist violett, beim Erhitzen wird sie grün.

b) *Chromsäure*, $\dddot{\mathrm{Cr}}$. Krystallisirt in lebhaft rothen Prismen, zerfliefst an der Luft, schmeckt sauer und herbe; färbt die Haut gelb, löst sich im Wasser mit gelbbrauner Farbe leicht auf. Bis über den Schmelzpunkt erhitzt, zerfällt sie in grünes Oxyd und Sauerstoffgas. In Ammoniakgas, so wie in Alkoholdampf, wird sie glühend und verwandelt sich in grünes Oxyd. Mit Salzsäure entwickelt sie Chlor.

Die *chromsauren Salze* sind alle gefärbt, zum Theil sehr schön; die chromsauren Alkalien und Erden sind gelb. In den aufgelösten chromsauren Alkalien bewirken Bleisalze einen orangegelben, Quecksilberoxydulsalze einen ziegelrothen, Silbersalze einen bräunlich-purpurrothen Niederschlag.

Chromsaures Kali. Das *neutrale*, $\dot{\mathrm{K}}\dddot{\mathrm{Cr}}$, bildet schön gelbe, durchsichtige, luftbeständige Krystalle, von der Form des schwefelsauren Kali's, ist in Wasser leicht löslich und aufserordentlich färbend. Das *saure*, $\dot{\mathrm{K}}\dddot{\mathrm{Cr}}^2$, krystallisirt in grofsen, leicht schmelzbaren Krystallen, und ist durch seine schöne gelbrothe Farbe ausgezeichnet. Man erhält es, indem man der Auflösung des ersteren Salpetersäure zumischt und zur Krystallisation abdampft. Aus seiner siedendheifs gesättigten Lösung scheidet Schwefelsäure die Chromsäure in kleinen zinnoberrothen Krystallen ab.

Mit Schwefelsäure und Weingeist vermischt, wird die Auflösung des chromsauren Kali's unter starker Erhitzung schön grün, und liefert alsdann Krystalle von Chromalaun. Eben so wirkt schweflige Säure. Wird chromsaures Kali mit kohlensaurem Natron und Salmiak geglüht, so wird die Chromsäure zu grünem Oxyd reducirt, welches beim Ausziehen der Masse mit Wasser zurückbleibt. Mit concentrirter Schwefelsäure erhitzt, entwickeln die Kalisalze Sauerstoffgas und verwandeln sich in Oxydsalze.

Das chromsaure Kali, zwar für sich als Farbe unbrauchbar, wird in der Färbekunst gebraucht, um mit Hülfe von Bleisalzen Zeuge gelb und roth zu färben. Als erstes Product von der technischen Verarbeitung des Chromeisensteins, ist es aufserdem das Material zur Darstellung aller übrigen Chrom-Verbindungen. Aus dem Chromeisenstein (Chromoxyd-Eisenoxydul $= \dot{\mathrm{Fe}}\,\dddot{\mathrm{Cr}}$) wird es erhalten durch Glühen von 1 Th. desselben in fein gepulvertem Zustande mit

1 Th. Salpeter und ½ Th. Pottasche, Auslaugen der Masse, Neutralisiren mit Salpetersäure, Abfiltriren der niedergefallenen Thonerde und Kieselerde, und Abdampfen zum Krystallisiren, worauf chromsaures Kali anschiefst.

Chromsaures Bleioxyd, $\dot{Pb}\dddot{Cr}$. Als Mineral (*Rothbleierz*) kommt es in schönen gelbrothen Krystallen vor; das künstlich dargestellte ist ein in Wasser unlösliches, orangegelbes Pulver, als schönste gelbe Malerfarbe bekannt unter dem Namen *Chromgelb*. Wird durch Zersetzung von chromsaurem Kali mit einem aufgelösten Bleisalz erhalten. Das *basische* chromsaure Bleioxyd, $\dot{Pb}^2\dddot{Cr}$, ist schön zinnoberroth; wird erhalten durch Schmelzen des neutralen mit Salpeter und Auswaschen, oder durch Kochen des frisch gefällten neutralen Salzes mit einer Auflösung von neutralem chromsauren Kali, welches sich dabei in saures Salz verwandelt, oder endlich durch Fällung eines Bleisalzes mit chromsaurem Kali, dem kaustisches Kali beigemischt ist.

Chromsaures Quecksilberoxydul, $\dot{Hg}\dddot{Cr}$. Lebhaft ziegelrothes Pulver. Hinterläfst beim Glühen grünes Chromoxyd, kann daher zur Darstellung des letzteren angewendet werden.

Chromsaures Silberoxyd, $\dot{Ag}\dddot{Cr}^2$, bildet sich durch wechselseitige Zersetzung als ein purpurrother Niederschlag; eine Silberplatte, in eine mit Schwefelsäure sauer gemachte Auflösung von chromsaurem Kali gelegt, bedeckt sich mit dunkelrothen, glänzenden Krystallen von $\dot{Ag}\dddot{Cr}^2$, unter gleichzeitiger Bildung von Chromalaun.

Chlorchrom. Das *Chlorür*, $\mathrm{\overline{Cr}Cl^3}$, erhält man in pfirsichblüthfarbenen Krystallschuppen durch Glühen von $\dddot{\overline{Cr}}$ und Kohle in Chlorgas.

Uebergiefst man ein vorher zusammengeschmolzenes Gemenge von 3 Atomgewichten Kochsalz und 3 At. neutralem chromsauren Kali in einer Retorte mit 12 Atomgewichten concentrirter Schwefelsäure, so destillirt, indem die Masse von selbst in's Kochen geräth, eine blutrothe, sehr flüchtige, stark rauchende Flüssigkeit über, die eine Verbindung von *Chromsuperchlorid mit Chromsäure* ist, $= \mathrm{Cr\overline{Cl}^3} + 2\dddot{Cr}$. Mit Alkohol entzündet sich dieselbe, mit

Wasser zersetzt sie sich in Chromsäure und Salzsäure. In Dampfgestalt durch ein schwach glühendes Rohr geleitet, wird sie in Sauerstoffgas, Chlorgas und Chromoxyd zersetzt, welches letztere sich in schwarzen, sehr glänzenden und äufserst harten Krystallen absetzt.

Fluorchrom. Das Fluorid, CrF^3, ist eine gelbrothe, höchst flüchtige Flüssigkeit, in der Luft dicke, orangegelbe Nebel bildend; sein Dampf, der die Athmungsorgane gefährlich angreift, setzt an feuchte Körper eine zinnoberrothe, wollige Vegetation von krystallisirter Chromsäure ab. Zersetzt sich mit Wasser in Fluorwasserstoffsäure und Chromsäure, von welcher letzteren erstere sich vollständig abdampfen läfst. Das Fluorchrom eignet sich daher sehr wohl zur Darstellung der reinen Chromsäure. Das Fluorchrom wird erhalten durch Destillation eines Gemenges von Flufsspath und chromsaurem Kali mit rauchender Schwefelsäure in einer Retorte von Blei oder Platin.

Das Chrom ist 1797 von Vauquelin im Rothbleierz entdeckt worden.

5. Titan.

Vorkommen. Nur oxydirt als Titansäure.

Eigenschaften. Das in mancher Hohofenschlacke zufällig vorkommende Titan ist in stark glänzenden, hell kupferrothen Würfeln krystallisirt. Es ist spröde, in der Luft unveränderlich, im heftigsten Essenfeuer unschmelzbar, und in allen Säuren unlöslich; spec. Gewicht 5,3. Das durch Erhitzen von Chlortitan-Ammoniak in Ammoniakgas reducirte Titan bildet kupferrothe Blättchen und verbrennt beim Erhitzen an der Luft zu Titansäure.

Titansäure, $\ddot{T}i$. Kommt natürlich und krystallisirt vor in dreierlei Formen, als ***Rutil***, ***Brookit*** und ***Anatas***. Der Rutil, das häufigste Mineral, bildet bräunlichrothe, *durchscheinende* Krystalle. Die künstlich dargestellte Titansäure ist ein weifses Pulver; wird beim Erhitzen vorübergehend gelb; nach dem Glühen in allen Säuren, concentrirte heifse Schwefelsäure und Fluorwasserstoffsäure ausgenommen, unauflöslich. Vereinigt sich im Schmelzen mit den Alkalien zu titansauren Salzen. Die merkwürdigsten sind die natürlich vorkommenden:

Sphen oder *Titanit,* ein theils gelbes, theils braunes krystallisirtes Mineral, aus titansaurer Kalkerde mit kieselsaurer Kalkerde. *Polymignit,* schwarze Krystalle, aus titansaurer Zirkonerde und mehreren anderen Basen. *Titaneisen,* dunkel eisenschwarz, ähnlich dem Magneteisen, derb und häufig krystallisirt, ist Titanoxyd-Eisenoxydul, gewöhnlich gemengt mit Eisenoxyd.

In den Auflösungen der Titansäure bewirkt Galläpfelaufgufs einen dicken, dunkel rothgelben Niederschlag. Durch hineingestelltes Zinn oder Zink färben sie sich blau. Mit Borax in der reducirenden Löthrohrflamme geschmolzen, färbt die Titansäure die Perle tief amethystroth. — Das Titan hat aufserdem noch ein Oxyd.

Titanchlorid, $Ti\,Cl^2$. Farblose, flüchtige, sehr stark rauchende Flüssigkeit. Wird wie Chlorkiesel dargestellt.

Das Titan ist bis jetzt ohne Anwendung. Es wurde 1791 von Gregor im Titaneisen, und 1794 von Klaproth im Rutil entdeckt.

6. Tantal.

Vorkommen. Sehr selten; nur oxydirt als Tantalsäure in wenigen Mineralien.

Eigenschaften. Wegen seiner Unschmelzbarkeit nur als schwarzes Pulver bekannt. In keiner Säure, die Fluorwasserstoffsäure ausgenommen, auflöslich. Entzündet sich beim Erhitzen an der Luft und verbrennt zu Tantalsäure.

Die *Tantalsäure* ist ein weifses, schweres, nach dem Glühen in allen Säuren unlösliches Pulver. Verhält sich auch im Uebrigen sehr ähnlich der Titansäure. Das *Tantalchlorid* ist krystallinisch, flüchtig. Aus seiner Lösung in Wasser schlägt Schwefelsäure weifse schwefelsaure Tantalsäure nieder, leicht löslich in kaustischem Kali. Als Mineralien vorkommende tantalsaure Salze sind die braunen und schwarzen *Tantalite;* sie sind tantalsaure Yttererde mit Kalkerde, oder tantalsaures Eisenoxydul und Manganoxydul.

Ohne Anwendung. 1801 von Hatchett, und 1802 von Ekeberg entdeckt.

Reactionen

zur Unterscheidung der bei Untersuchungen am häufigsten vorkommenden unorganischen Verbindungen.

Oxyde. Die Oxyde der edlen Metalle und die Superoxyde entwickeln beim Glühen für sich Sauerstoffgas, erkennbar an dem Entflammen eines hinein getauchten glimmenden Spahns. Andere Oxyde, mit Kohle gemengt und geglüht, entwickeln Kohlensäure- oder Kohlenoxydgas, oder bilden beim Glühen in Wasserstoffgas Wasser, unter Reduction des Metalles. Noch andere, deren Sauerstoff auf diese Weise nicht frei wird, geben, wenn sie mit Kohle vermischt in Chlorgas geglüht werden, Chlorid und Kohlenoxydgas. Sauerstoff-Säuren und -Basen sind schon an der Fähigkeit, sich unter einander zu verbinden, erkennbar.

Schwefel-Metalle. Manche geben beim Erhitzen in einer Röhre ein Sublimat von Schwefel. Viele entwickeln beim Glühen an der Luft den Geruch nach schwefliger Säure. Manche bilden beim Glühen in Wasserstoffgas Schwefelwasserstoffgas. Bei der Auflösung in Salpetersäure oder in Königswasser bilden sie Schwefelsäure oder hinterlassen Schwefel. Salpeter, mit Schwefelmetallen geglüht, verwandelt sich in schwefelsaures Kali. Mit einem Gemenge von kohlensaurem Natron und Kohle geschmolzen, erzeugen sie Schwefelnatrium, welches in Wasser löslich ist, mit Säuren Schwefelwasserstoff entwickelt, die Blei-Lösungen schwarz fällt, und nasses Silber schwarz färbt.

Selen-Metalle. Beim Glühen geben sie den Geruch nach Selen, oder in einer Röhre ein rothes Sublimat von Selen. Beim Schmelzen mit kohlensaurem Natron und Kohle geben sie Selennatrium, mit rother Farbe in Wasser löslich, aus welcher Lösung sich das Selen an der Luft bald in schwarzrothen Rinden absetzt. Mit Salpeter geglüht, geben sie selensaures Kali (siehe selensaure Salze).

Tellur-Metalle. Sie verhalten sich beim Glühen mit Alkali und Kohle wie die Selen-Metalle. Die Lösung des Tellurnatriums ist tief purpurroth und setzt an der Luft das Tellur sehr schnell als graues Pulver ab.

Phosphor-Metalle. Durch Glühen mit einem Gemenge von Salpeter und kohlensaurem Natron bilden sie phosphorsaures Alkali. Von Salpetersäure werden sie zu phosphorsauren Salzen oxydirt (siehe diese).

Arsenik-Metalle. Beim Glühen an der Luft geben sie meist einen weifsen Rauch und Arsenikgeruch, in einer Röhre öfters ein Sublimat von Arsenik. Mit Salpetersäure bilden sie arsenige Säure oder Arseniksäure, beim Glühen mit einem Gemenge von Salpeter und kohlensaurem Natron entsteht arseniksaures Alkali. Beim Schmelzen mit kohlensaurem Natron und Schwefel erhält man in Wasser lösliches Sulfarseniat (siehe arseniksaure Salze).

Antimon-Metalle. Beim Glühen an der Luft geben sie einen weifsen, geruchlosen Rauch. Beim Schmelzen mit Schwefel und kohlensaurem Natron erhält man in Wasser lösliches Sulfantimoniat. Bei der Auflösung in Salpetersäure hinterlassen sie antimonige oder Antimonsäure als weifses Pulver. Ihre Auflösung in Königswasser läfst beim Vermischen mit Wasser weifse Antimonsäure fallen (siehe antimon- und antimonigsaure Salze).

Kohlen-Metalle. Bei der Auflösung in Säuren bleibt der gröfste Theil des Kohlenstoffs als schwarzes Pulver oder in Form von Graphitblättchen zurück. Die mit wasserzersetzenden Metallen entwickeln bei der Auflösung in Salzsäure ein übelriechendes kohlehaltiges Wasserstoffgas und hinterlassen Kohle.

Chlor-Metalle. Die der wasserzersetzenden Metalle entwickeln mit concentrirter Schwefelsäure Dämpfe von Chlorwasserstoff, oder nach Zumischung von Braunstein Chlorgas. Die löslichen geben mit salpetersaurem Silber einen weifsen, käsigen, in Salpetersäure unlöslichen, in Ammoniak leicht löslichen Niederschlag von Chlorsilber, mit salpetersaurem Quecksilberoxydul einen weifsen, pulverigen Niederschlag von Quecksilberchlorür. Die unlöslichen, mit kohlensaurem Natron geglüht, bilden Chlornatrium.

Brom-Metalle. In Chlorgas geglüht, geben sie rothe Dämpfe von Brom. Aus ihren Lösungen scheidet Chlorgas oder Chlorwasser das Brom ab, erkennbar an der gelben Färbung der Lösung, woraus es durch Schütteln mit Aether ausgezogen werden kann. Mit Silberlösung geben sie einen ähnlichen Niederschlag, wie die Chlormetalle. Mit kohlensaurem Natron geglüht, bildet er Bromnatrium.

Jod-Metalle. Aus den löslichen scheidet rothe Salpetersäure oder Chlorwasser, tropfenweise zugemischt, Jod ab, erkennbar an der braunen Farbe, an dem violetten Dampf beim Erhitzen oder an seiner Reaction auf Stärke. Salpetersaures Silber fällt aus den löslichen gelbliches Jodsilber, sehr wenig löslich in Ammoniak. Mit salpetersaurem Blei geben sie einen gelben, mit salpetersaurem Quecksilberoxyd einen scharlachrothen, mit salpetersaurem Palladiumoxyd einen schwarzen Niederschlag. Mit einer Lösung von schwefelsaurem Kupferoxyd in schwefliger Säure vermischt und erhitzt, bilden sie einen weifsen Niederschlag von Kupferjodür. Die unlöslichen, mit kohlensaurem Natron geglüht, geben Jodnatrium.

Fluor-Metalle. In einem Platintiegel mit concentrirter Schwefelsäure übergossen, entwickeln sie beim Erwärmen saure Dämpfe von Flufssäure, welche eine Zeichnung, die in einen dünnen Wachsüberzug auf einer Glasplatte gemacht ist, ätzen. Die löslichen werden nicht durch Silbersalze gefällt. Mit Kieselerdepulver gemengt und mit concentrirter Schwefelsäure übergossen, entwickeln sie beim Erwärmen Dämpfe von Fluorkieselgas, welche Glas nicht ätzen, und welche, in eine Lösung von kohlensaurem Natron geleitet, gallertförmige Kieselsäure absetzen. Die ***Fluorkieselmetalle*** entwickeln mit Schwefelsäure diese Dämpfe ohne Zusatz von Kieselerde. Mit kohlensaurem Natron geglüht, bilden die Fluormetalle Fluornatrium.

Cyan-Metalle. Die meisten entwickeln mit Salzsäure Cyanwasserstoff, erkennbar am Geruch. Mit Salpeter erhitzt, verbrennen sie und bilden kohlensaures Kali. Mit kohlensaurem Natron geglüht, bilden sie Cyannatrium, dessen Lösung in Wasser mit einem Eisenoxyd-Oxydulsalz und nachher mit Salzsäure

versetzt, Berlinerblau bildet, oder die bei Uebersättigung mit Salpetersäure den Geruch der Blausäure annimmt, und dann aus salpetersaurem Silber weifses, flockiges Cyansilber fällt.

Schwefelsaure Salze. Die löslichen geben mit Barytsalzen einen weifsen, in allen Säuren ganz unlöslichen Niederschlag. Eben so mit Bleisalzen, der aber nicht ganz so unlöslich ist und besonders von weinsaurem Ammoniak in grofser Menge gelöst wird. Die unlöslichen geben beim Glühen mit kohlensaurem Natron schwefelsaures Natron. Mit kohlensaurem Natron auf Kohle in der innern Löthrohrflamme stark geglüht, bilden sie Schwefelnatrium, welches nasses Silber schwärzt und mit Säuren Schwefelwasserstoff entwickelt.

Unterschwefelsaure Salze. Sie entwickeln beim Glühen schweflige Säure und hinterlassen ein schwefelsaures Salz. Ihre Auflösung fällt nicht die Barytsalze; dies geschieht, wenn Salpetersäure zugesetzt und gekocht wird.

Schwefligsaure Salze. Entwickeln mit Säuren den Geruch der schwefligen Säure, ohne Abscheidung von Schwefel. Mit Salzsäure und Schwefelwasserstoff-Wasser versetzt, scheidet sich weifser Schwefel aus.

Unterschwefligsaure Salze. Ihre Lösungen entwickeln mit Säuren schweflige Säure unter Fällung von Schwefel. Beim Glühen in einer Röhre geben sie ein Sublimat von Schwefel und hinterlassen ein Gemenge von schwefelsaurem Salz und Schwefelmetall. Mit salpetersaurem Silber geben sie einen weifsen Niederschlag, der bald schwarz wird.

Selensaure u. selenigsaure Salze. Zu Barytsalzen verhalten sich die selensauren Salze vollkommen wie die schwefelsauren. Vor'm Löthrohr auf der Kohle geben sie Selengeruch und Selenmetall. Durch Glühen mit kohlensaurem Natron entsteht selensaures Natron. Wird dieses mit Salmiak vermischt und erhitzt, so wird das Selen reducirt. Oder wird seine Lösung mit concentrirter Salzsäure gekocht, so wird die Selensäure, unter Chlorentwickelung, zu seleniger Säure reducirt und setzt dann nach Zumischung von schwefliger Säure rothes Selen ab. Die *selenigsauren Salze* geben vor'm Löthrohr Selengeruch, und durch schweflige Säure wird daraus unmittel-

bar Selen reducirt. Schwefelwasserstoff fällt aus der mit Salzsäure versetzten Lösung gelbes Schwefelselen.

Tellursaure u tellurigsaure Salze. Ihre Lösung in concentrirter Salzsäure, mit schwefliger Säure vermischt, setzt beim Erhitzen Tellur als graues Pulver ab.

Salpetersaure Salze. Auf glühender Kohle detoniren sie; die mit den fixen Alkalien hinterlassen dabei eine alkalische Masse. In einer Röhre mit Kupferspähnen und concentrirter Schwefelsäure vermischt, entwickeln sie beim Erwärmen rothe Dämpfe. Ihre Auflösung, mit einem Tropfen Indig-Lösung gefärbt und etwas Schwefelsäure vermischt, entfärbt sich beim Erhitzen. Eine Auflösung von schwefelsaurem Eisenoxydul in concentrirter Schwefelsäure wird durch eine sehr geringe Menge eines salpetersauren Salzes violett, durch eine gröfsere Menge braunschwarz.

Salpetrigsaure Salze. Sie entwickeln mit Säuren salpetrige Säure als rothen Dampf.

Phosphorsaure Salze. Die löslichen geben mit salpetersaurem Silber einen gelben Niederschlag, leicht löslich sowohl in Salpetersäure als in Ammoniak. Nach dem Glühen geben sie mit dem Silbersalz einen weifsen Niederschlag. Mit kohlensaurem Ammoniak und dann mit einer concentrirten Lösung von schwefelsaurer Talkerde vermischt, geben sie einen weifsen, pulverigen Niederschlag, der in verdünnten Lösungen nicht sogleich oder erst beim Rühren entsteht. Die unlöslichen glüht man, zur Hervorbringung dieser Reactionen, mit kohlensaurem Natron, und zieht das phosphorsaure Natron mit Wasser aus. Oder man löst sie dazu in Salpetersäure auf und neutralisirt so viel wie möglich mit Ammoniak; oder man fällt sie aus dieser Lösung mit einigen Tropfen Ammoniak und tropft auf den Niederschlag salpetersaures Silber, wodurch er gelb wird. Manche werden schon unmittelbar mit salpetersaurem Silber gelb.

Phosphorigsaure und unterphosphorigsaure Salze. Sie entwickeln beim Glühen Wasserstoffgas oder Phosphorwasserstoffgas und verwandeln sich in phosphorsaure. Die phosphorigsauren fällen das Kalkwasser, die unterphosphorigsauren fällen es nicht.

Arsenik- In der inneren Löthrohrflamme mit kohlensaurem Natron

tron auf Kohle geglüht, geben sie starken Arsenikgeruch. Die löslichen geben mit salpetersaurem Silber einen röthlichbraunen Niederschlag, leicht löslich sowohl in Ammoniak als in Salpetersäure. Aus ihrer mit Salzsäure versetzten Lösung wird durch Schwefelwasserstoffgas erst nach langer Einwirkung gelbes Schwefelarsenik gefällt. Der Niederschlag entsteht sogleich, wenn man die Lösung zuvor mit schwefliger Säure versetzt und gekocht hat. Wird ihre neutrale Lösung mit Ammonium-Sulfhydrat vermischt, zum Sieden erhitzt, und dann mit Salzsäure versetzt, so wird gelbes Schwefelarsenik ausgeschieden. Die unlöslichen zersetzt man zuvor durch Glühen mit kohlensaurem Natron. Oder man zieht das Arsenik unmittelbar durch Schwefelammonium aus. *saure Salze.*

Arsenigsaure Salze. Mit kohlensaurem Natron in der inneren Löthrohrflamme geglüht, geben sie Arsenikgeruch. Beim Erhitzen in einer Röhre geben manche ein krystallinisches Sublimat von arseniger Säure, andere ein Sublimat von Arsenik, unter Zurücklassung von arseniksaurem Salz. Die löslichen geben mit salpetersaurem Silber einen gelben Niederschlag, löslich in Ammoniak und in Salpetersäure. Mit Schwefelwasserstoff geben sie auf Zusatz von Salzsäure sogleich einen gelben Niederschlag. Kupfer reducirt in ihrer sauren Lösung das Arsenik und bekommt dadurch einen weifsen, metallischen Ueberzug.

Giefst man zu einem Wasserstoffgas entwickelnden Gemenge von Zink und verdünnter Schwefelsäure eine Flüssigkeit, die Arseniksäure oder arsenige Säure enthält, so wird das sich entwickelnde Wasserstoffgas arsenikhaltig. Leitet man es durch eine enge Glasröhre, die an einer Stelle glühend erhalten wird, so scheidet sich neben derselben Arsenik als metallglänzender Spiegel ab. Oder zündet man es an und läfst seine Flamme gegen eine kalte Porzellanfläche brennen, so entstehen metallglänzende Flekken von Arsenik. Hält man über die Spitze der Flamme einen Wassertropfen, und mischt zu diesem nachher einen Tropfen einer ganz neutralen Lösung von salpetersaurem

Silber, so entsteht ein gelber Niederschlag von arsenigsaurem Silberoxyd.

Antimonsaure Salze. Vor'm Löthrohr mit kohlensaurem Natron in der inneren Flamme geschmolzen, geben sie reducirte Körner von Antimon und einen weifsen, geruchlosen Rauch. In Salpetersäure sind sie entweder ganz unlöslich, oder sie hinterlassen weifse Antimonsäure. Die Lösung derselben in Salzsäure wird durch Wasser weifs gefällt. Mit kohlensaurem Natron und Schwefel und etwas Kohlenpulver zusammengeschmolzen, bilden sie in Wasser lösliches Sulfantimoniat, aus dessen Lösung Säuren orangegelbes Schwefelantimon fällen.

Antimonigsaure Salze. Vor'm Löthrohr wie die vorhergehenden. Ihre Lösung in Salzsäure wird durch Wasser gefällt. Diefs geschieht nicht, wenn vorher Weinsäure zugemischt wird. Schwefelwasserstoff fällt daraus orangerothes Schwefelantimon. Mit kohlensaurem Natron und Schwefel geschmolzen, verhalten sie sich wie die vorhergehenden. Zink entwickelt in der sauren Lösung antimonhaltiges Wasserstoffgas, welches sich vollkommen wie das Arsenikwasserstoffgas verhält. Das sich daraus absetzende Antimon ist aber schwärzer und weniger flüchtig, als das Arsenik; sein Dampf ist geruchlos, und das Wasser, welches man über die Flamme des Gases gehalten hat, gibt keine Reaction mit salpetersaurem Silber.

Ueberchlorsaure Salze. Sie entwickeln beim Glühen in einer Röhre viel Sauerstoffgas und hinterlassen ein Chlormetall. Auf glühender Kohle detoniren sie; der Rückstand ist nie alkalisch. Von kalter concentrirter Schwefelsäure werden sie nicht zersetzt.

Chlorsaure Salze. Beim Glühen und auf Kohle wie die überchlorsauren. Mit concentrirter Schwefelsäure detoniren sie oder färben sich gelb, unter Entwickelung eines gelben Gases von chlorartigem Geruch. Mit Salzsäure bilden sie eine tief gelbe Lösung und entwickeln Chlor; die Lösung entfärbt nicht allein Indig-Lösung, sondern auch Lackmus.

Unterchlorigsaure Salze. Ihre Lösung bleicht die Indig- und die Lackmus-Lösung. Selbst mit schwachen Säuren entwickeln sie Chlorgas. Mit Alkali, und dann mit einem Manganoxydulsalz vermischt,

geben sie einen braunschwarzen Niederschlag von Mangansuperoxydhydrat. Mit kaustischem Ammoniak entwickeln sie Stickgas und den Geruch nach Chlorstickstoff.

Brom- u. jodsaure Salze. Auf glühender Kohle und beim Erhitzen für sich wie die chlorsauren. Sie hinterlassen dabei ein Brom- oder Jod-Metall. Von Zinnchlorür und schwefliger Säure werden sie zu Brom- oder Jod-Metallen reducirt (s. diese).

Kohlensaure Salze. Mit Säuren brausen sie auf, indem sie Kohlensäuregas entwickeln, welches in Kalkwasser einen weifsen Niederschlag bildet.

Oxalsaure Salze. Beim Glühen werden sie zersetzt, entwickeln Kohlensäure- oder Kohlenoxydgas, oder beide zugleich, und hinterlassen die Basis rein oder kohlensauer. Ihre Auflösungen geben in Kalksalzen, selbst in einer Gypslösung, einen weifsen, in Salpetersäure löslichen, in Essigsäure unlöslichen Niederschlag. Mit Braunsteinpulver gemengt und mit Salpetersäure erwärmt, entwickeln sie Kohlensäuregas. Mit concentrirter Schwefelsäure erwärmt, entwickeln sie Kohlensäure- und Kohlenoxydgas.

Borsaure Salze. Vor'm Löthrohr schmelzen sie zu glasigen Perlen. In ihren concentrirten Lösungen bewirkt Schwefelsäure nach einiger Zeit die Ausscheidung von Borsäure in kleinen Krystallschuppen. Wird eine solche saure Lösung mit Alkohol vermischt und angezündet, so brennt dieser mit grün gesäumter Flamme. Die löslichen geben mit Baryt- und Kalksalzen weifse Niederschläge, die bei Zugiefsung von vielem Wasser aufgelöst werden.

Kieselsaure Salze. Aus den Auflösungen der Kieselsäure in Kali und Natron fällt Salmiak gelatinöse Kieselsäure, unlöslich in Säuren. Mit salpetersaurem Kobaltoxyd geben sie einen schön blauen, mit salpetersaurem Silber einen gelben Niederschlag. Mit Salzsäure gesättigt, abgedampft und in Wasser wieder aufgelöst, hinterlassen sie pulverige Kieselsäure. Die unlöslichen, welche durch Salzsäure zersetzt werden, gelatiniren damit; die, welche nicht davon angegriffen werden, glüht man mit kohlensaurem Natron, worauf die Masse mit Salzsäure zersetzt wird und gelatinöse Kieselsäure abscheidet. Mit concentrirter Flufssäure oder mit einem Gemenge von

Flufsspath und concentrirter Schwefelsäure entwickeln sie Fluorkieselgas.

Wolframsaure Salze. Die aufgelösten geben mit Säuren weifse Niederschläge, die zum Theil beim Kochen gelb werden und in überschüssiger Säure unlöslich sind. In Berührung mit Zink werden sie tief blau, zuletzt braun. Mit Schwefelammonium erhitzt, und dann eine Säure zugesetzt, geben sie einen braunen Niederschlag von Schwefelwolfram. Die unlöslichen hinterlassen beim Kochen mit Salpetersäure gelbe, pulverige Wolframsäure.

Molybdänsaure Salze. In nicht zu verdünnter Lösung geben sie mit Säuren einen weifsen Niederschlag, der in überschüssiger Säure löslich ist. Wird Zink in diese Lösung gestellt, so färbt sie sich blau, dann grün, zuletzt schwarz. Mit Kupfer digerirt, wird sie dunkelroth. Schwefelwasserstoff fällt daraus braunes Schwefelmolybdän, wobei jedoch die Flüssigkeit blau oder grün gefärbt bleibt.

Chromsaure Salze. Sie sind alle gefärbt. Vor dem Löthrohre geben sie mit den Flüssen in der inneren Flamme grüne Perlen. Die Auflösungen der neutralen Alkalisalze sind gelb gefärbt, durch Säuren werden sie rothgelb. Durch Zinnchlorür, durch Erhitzen mit Alkohol und Salzsäure, oder durch schweflige Säure bei Zusatz von Schwefelsäure, werden sie smaragdgrün. In Bleisalzen geben sie einen gelben, in Silbersalzen einen tief purpurrothen, in Quecksilberoxydulsalzen einen ziegelrothen Niederschlag. Letzterer gibt beim Glühen grünes Chromoxyd. Die unlöslichen geben beim Glühen mit kohlensaurem Natron chromsaures Natron, in Wasser mit intensiv gelber Farbe löslich.

Vanadinsaure Salze. Mit einer Säure vermischt, werden ihre Lösungen in Wasser gelb oder roth. Wird in die Auflösung des Kalioder Natronsalzes Salmiak gestellt, so schlägt sich vanadinsaures Ammoniak als weifses Pulver nieder. An der Luft erhitzt, hinterläfst dasselbe schmelzbare Vanadinsäure als eine braunrothe, sehr krystallinische Masse. Mit Schwefelammonium erhitzt, bilden sie eine bierrothe Lösung, woraus Säuren braunes Vanadinsulfid fällen. Die Phosphorsalzperle wird von diesen Salzen in der äufseren Flamme gelb, in der inneren smaragdgrün.

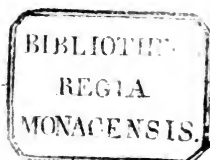
In kalter Salzsäure gelöst, verdünnt und gekocht, entsteht ein weifser Niederschlag von Titansäure. Von Gallusinfusion wird er orangegelb. Beim Glühen wird er gelb, beim Erkalten wieder weifs. Unlösliche titansaure Salze werden durch Glühen mit kohlensaurem Alkali in Salzsäure löslich. Durch hineingestelltes Zink wird diese Auflösung blau. Ein titansaures Salz mit Kohle in Chlorgas geglüht, gibt liquides, stark rauchendes Titanchlorid. *Titansaure Salze.*

Bei der Zersetzung mit Salzsäure oder Schwefelsäure hinterlassen sie weifse Tantalsäure; eben so beim glühenden Schmelzen mit saurem schwefelsauren Kali und Auflösen der Masse in Wasser. In kaustischem Kali ist sie dann löslich, eben so wenn sie mit concentrirter Salzsäure macerirt und dann Wasser hinzugegossen wird. Aus beiden Lösungen wird sie durch Schwefelsäure weifs gefällt. Zink in die saure Lösung gestellt, färbt sie blau, zuletzt braun. Beim Erhitzen verhält sich die Tantalsäure wie die Titansäure. In Wasserstoffgas geglüht, wird sie schwarz. *Tantalsaure Salze.*

Die Auflösungen derselben sind intensiv purpurroth. Durch Schwefelwasserstoff werden sie sogleich entfärbt, unter Fällung eines Gemenges von Schwefel und Schwefelmangan, eben so bei Zusatz von schwefliger Säure nach Zumischung von Schwefelsäure, unter Bildung von Manganoxydulsalz. Die Lösungen der *mangansauren Salze* haben eine grüne Farbe, die durch Säuren in die purpurrothe übergeht. *Uebermangansaure Salze.*

Sie verhalten sich im Allgemeinen wie die Schwefelmetalle. Das Sulfid darin ist leicht an seinen Eigenschaften zu erkennen. Die *Sulfhydrate* der Alkalien, welche, wie die Schwefelbasen für sich, mit Säuren Schwefelwasserstoff entwickeln und die anderen Metallsalze fällen, unterscheiden sich von jenen dadurch, dafs sie beim Vermischen mit einem concentrirten neutralen Eisenoxydul- oder Zinkoxyd-Salz zugleich Schwefelwasserstoffgas entwickeln. *Schwefelsalze.*

Die die Basis der Salze charakterisirenden Reactionen siehe bei den Oxyden und Salzen der einzelnen Metalle.



Gedruckt bei A. W. Schade, Grünstr. 18.

[illegible]

[illegible] SO_3 + [illegible] = [illegible] SO_3 [illegible]

[illegible] = SO_3 + Se [illegible]

[illegible]

O. 178 p. tintenfleckig Kl.
Ganz abgeschrieben 26/VII 70 Lbm.

[illegible] 7/1

Zettle

